

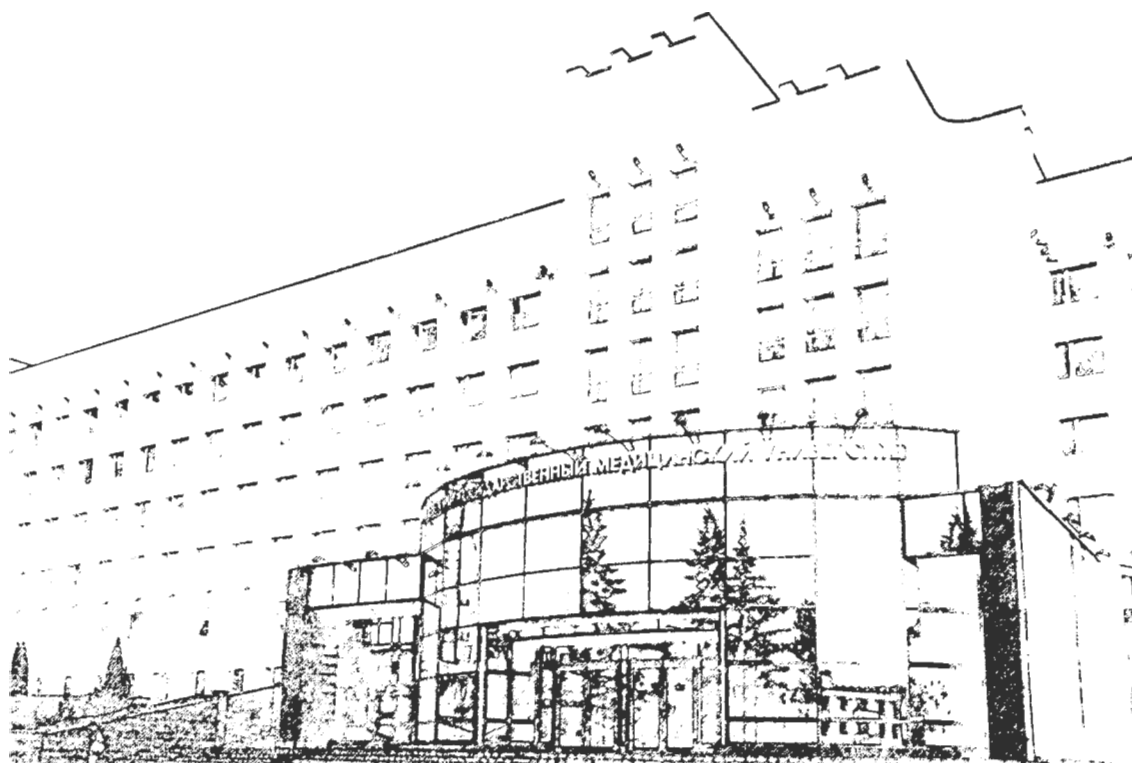
УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для самоподготовки к занятиям

ПО ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

для студентов 2-го курса фармацевтического факультета

Часть 1



Витебск,
2018 г.

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УО «ВИТЕБСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ОРДЕНА ДРУЖБЫ НАРОДОВ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

КАФЕДРА ОБЩЕЙ, ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для самоподготовки к занятиям

ПО ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

для студентов 2-го курса фармацевтического факультета

Часть 1

Витебск,
2018

УДК 544 + 541.182]:37.041(072)

ББК 24.5я73 + 24.6я73

Б 38

Рецензенты:

кафедра химии УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины»;

доктор педагогических наук, профессор кафедры химии УО «ВГУ им. П.М.Машерова» Е.Я.Аршанский

Бедарик А.Е.

Б 38 Учебно-методические рекомендации для самоподготовки к занятиям по физической и коллоидной химии для студентов 2-го курса фармацевтического факультета. Часть 1: метод. реком. / А. Е. Бедарик – Витебск: ВГМУ, 2018. – 64 с.

«Учебно-методические рекомендации для самоподготовки к занятиям по физической и коллоидной химии» подготовлены в соответствии с типовой учебной программой по физической и коллоидной химии для студентов фармацевтического факультета высших учебных заведений.

УДК 544 + 541.182]:37.041(072)

ББК 24.5я73 + 24.6я73

©А.Е.Бедарик, 2018

©УО «Витебский государственный
медицинский университет», 2018

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	4
ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ КУРСА	5
УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА	5
ПРАВИЛА РАБОТЫ И ПОВЕДЕНИЯ В УЧЕБНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ	6
МЕРЫ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ.....	7
ВЕДЕНИЕ ЛАБОРАТОРНОГО ЖУРНАЛА	8
ПРИМЕРНАЯ СХЕМА ОФОРМЛЕНИЯ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ (УИРС)	8
РЕКОМЕНДАЦИИ СТУДЕНТАМ ПРИ САМОПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ.....	9
ЗАНЯТИЕ №1	10
ЗАНЯТИЕ №2.....	12
ЗАНЯТИЕ №3.....	16
ЗАНЯТИЕ №4.....	18
ЗАНЯТИЕ №5.....	21
ЗАНЯТИЕ №6.....	24
ЗАНЯТИЕ №7.....	26
ЗАНЯТИЕ №8.....	29
ЗАНЯТИЕ №9.....	31
ЗАНЯТИЕ №10.....	34
ЗАНЯТИЕ №11.....	37
ЗАНЯТИЕ №12.....	40
ЗАНЯТИЕ №13.....	44
ЗАНЯТИЕ №14.....	48
ЗАНЯТИЕ №15.....	51
ЗАНЯТИЕ №16.....	55
ЗАНЯТИЕ №17.....	58
ЗАНЯТИЕ №18.....	61
ЗАНЯТИЕ №19.....	63

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящие учебно-методические разработки составлены с учетом учебной программы по физической и коллоидной химии для студентов фармацевтического факультета Витебского государственного медицинского университета и предназначены для оказания помощи студентам в самоподготовке к учебным занятиям и выполнении лабораторных работ.

В учебно-методические разработки включены: разработки к каждому занятию, приведены общие цели и задачи данного курса, основные правила работы и меры безопасности при работе в химической лаборатории, литература, рекомендации по оформлению лабораторного журнала (протокола-отчета) по выполнению лабораторных учебно-исследовательских работ (УИРС), рекомендации по самоподготовке студентов к занятиям.

По каждому занятию приводятся: методические указания и рекомендации, которые знакомят студентов с темой и целью занятия, краткое обоснование значимости (мотивации) темы для студента фармацевтического факультета, программные вопросы и задания на самоподготовку с указанием литературы. Приведены методические разработки по выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Представленные учебно-методические разработки окажутся полезными студентам и облегчат им подготовку к занятиям, а выполнение рекомендаций послужит залогом успешной учебы.

ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ КУРСА

Формирование и развитие у студентов системных знаний о роли взаимной связи между физическими и химическими формами движения материи в биологических процессах в норме и патологических состояниях; выработка умений и навыков применения теоретических положений и экспериментальных методов химии при изучении фармацевтических дисциплин и в фармацевтической практике.

УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990.
2. Ершов Ю.А. Коллоидная химия. Учебник. – М., «ГЭОТАР-Медиа», 2011.
3. Практикум по физической и коллоидной химии: учебное пособие для студентов фармацевтических институтов и фармацевтических факультетов медицинских институтов (под редакцией проф. К.И. Евстратовой), М., Высшая школа, 1990.

Дополнительная:

4. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии: Учебник – М., Химия, 1982.
5. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. «Общая химия. Биофизическая химия»: Учебник – М., Высшая школа, 2000.
6. Киселева И.В., Каретников Г.С., Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии. – М., Высшая школа. 1983.
7. Краткий справочник физико-химических величин. Под редакцией Равделя А.А., Пономарёвой А.М., – Л., «Химия», 1983 г.
8. Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии. – Л., 1984.
9. Щур А.М. Высокомолекулярные вещества. – М., 1974.
10. Физическая и коллоидная химия. Под ред. А.П. Беляева. Учебник. – М., ГЭОТАР-Медиа», 2008.

Прежде, чем приступить к работе в лабораторном практикуме, студенты должны изучить правила работы в химической лаборатории и меры безопасности.

ПРАВИЛА РАБОТЫ И ПОВЕДЕНИЯ В УЧЕБНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Каждый студент обязан приходить в лабораторию за 4-5 минут до начала занятия и занимать свое постоянное рабочее место.
2. Студент должен проверить чистоту рабочего места и наличие всего необходимого оборудования и реактивов для проведения работы.
3. Перед каждой лабораторной работой изучить относящийся к этой теме теоретический материал. Практическую работу можно начинать после тщательного изучения методики ее выполнения.
4. Каждый студент должен знать, где находятся водопроводные краны, аптечка, средства тушения огня.
5. В процессе работы содержать рабочее место в чистоте. Весь мусор, образующийся при работе (обрывки бумаги, спички и пр.), тотчас же бросать в отведенное место. Ничего не бросать на пол и в раковину. Случайно пролитые на пол реактивы убирать немедленно.
6. Не расходовать реактивов больше указанного количества. Это дает экономии реактивов и времени. Неизрасходованные или взятые в избытке реактивы нельзя сливать или ссыпать обратно в склянки.
7. Не уносить приборы и реактивы общего пользования на свое рабочее место. Каждый предмет или реактив ставить на его место немедленно после его использования.
8. Не путать пробки от склянок, пипетки и цилиндры для взятия различных реактивов.
9. Концентрированные кислоты и щелочи ни в коем случае не выливать в раковину. Для этого под тягой есть специальные склянки для слива.
10. Категорически запрещается ставить склянки с реактивами, колбы на книги, тетради, методические материалы.
11. По окончании работы вымыть посуду, поставить реактивы на свои места, убрать свое рабочее место, закрыть водопроводные краны, выключить электроприборы.
12. На время занятий назначается дежурный, который следит за порядком и чистотой в лаборатории, за соблюдением студентами правил безопасности.
13. Во время работы в лаборатории каждый студент обязан:
 - а) строго соблюдать тишину и порядок;
 - б) бережно относиться к материальным ценностям: книгам и учебным пособиям, к лабораторному имуществу (лабораторные столы, стулья, приборы и посуда и др.);
 - в) строго соблюдать меры безопасности.

МЕРЫ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ

При работе в лаборатории необходимо быть особенно внимательными и соблюдать исключительную осторожность. Недостаточное знакомство с приборами и свойствами веществ или небрежность в работе может повлечь за собой несчастные случаи (повреждение глаз, кожи рук и лица, слизистых оболочек носа, горла и органов дыхания, порезы и т.д.). Каждый студент должен соблюдать следующие меры при работе в лаборатории:

1. Концентрированные растворы кислот, щелочей и летучих веществ выставляются в вытяжном шкафу и переносить их на рабочее место нельзя!
2. Все опыты с концентрированными кислотами, неприятно пахнущими и вредными веществами (сероводород, хлор, концентрированная азотная кислота, серная кислота и др.) выполняются в вытяжном шкафу.
3. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. Нюхать вещества следует осторожно, держа склянку или пробирку на расстоянии, направляя движением руки воздух от отверстия сосуда к носу и, не вдыхая, понюхать вещество.
4. При наливании реактивов не наклоняться над отверстием сосуда во избежание попадания брызг на лицо и одежду.
5. При нагревании растворов не направлять пробирку отверстием на себя и других студентов, находящихся рядом. Пробирку держать в наклонном положении, при этом нагревание идет более равномерно. Нельзя наклоняться над нагреваемой жидкостью, т.к. ее может выбросить.
6. Опыты с летучими и легко воспламеняющимися веществами проводить вдали от огня и по возможности в вытяжном шкафу.
7. На голом огне нагревать вещества, находящиеся только в пробирках, круглодонных колбах или же в специальной фарфоровой посуде (выпарительные чашки, тигли); стаканы, плоскодонные колбы можно нагревать только на асбестовой сетке.
8. Не ставить горячие чашки или тигли прямо на стол или основание штатива, а ставить их только на асбестовую сетку или керамическую плитку.
9. Выпаривание растворов проводить в фарфоровой чашке, прокаливание сухих веществ – в тигле, при этом чашку и тигель помещать на кольцо штатива. Не вливать воду в накалившую чашку или тигель, они могут лопнуть.
10. Стекланную посуду (пробирки, колбы) с горячей водой или раствором можно охлаждать в струе холодной воды под краном, при этом струя воды должна омыwać только ту часть сосуда, которая заполнена жидкостью.
11. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, следует кислоту вливать в воду, а не наоборот. Склянку держать дальше от лица.
12. При всех несчастных случаях немедленно обращайтесь к преподавателю. При легких ожогах растворами кислот и щелочей, порезах пальцев

пользуйтесь аптечкой лаборатории. При более серьезных несчастных случаях обращайтесь за врачебной помощью.

ВЕДЕНИЕ ЛАБОРАТОРНОГО ЖУРНАЛА

Лабораторный журнал – это отчет студента о выполненной учебно-исследовательской работе (УИРС). Ведение его является обязательным.

Каждый студент ведет лабораторный журнал, где описывается ход выполнения и результаты экспериментальной работы.

Для лабораторного журнала наиболее подходит общая тетрадь в клетку. Запись в журнале ведется только чернилами. В зависимости от того, как ведутся записи в лабораторном журнале, можно судить об отношении студента к работе и к качеству ее выполнения.

Каждую работу следует начинать с новой страницы. На страницах тетради следует оставлять поля для расчетов, дополнительных замечаний и т.п. Студент должен научиться применять для своих записей собственные и точные формулировки, объяснять результаты эксперимента и делать выводы.

ПРИМЕРНАЯ СХЕМА ОФОРМЛЕНИЯ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ (УИРС)

1. Номер и название учебно-исследовательской работы (УИРС). Дата выполнения.
2. Цель работы.
3. Ход работы (краткое перечисление последовательных операций 1, 2, 3,..., необходимых для выполнения работы).
4. Результаты эксперимента: количественные данные сводятся в таблицу; качественные наблюдения перечисляются 1, 2, или также сводятся в таблицу. Приводится химизм реакций (молекулярные и ионные уравнения реакций).
5. Расчеты: 1) полный расчет результата; 2) расчет ошибки.
6. Вывод: отражается достижение цели эксперимента, выполнение поставленной задачи УИРС.

Примечание: (внимание!)

1. протокол (отчет) лабораторной работы по пунктам 1-3 составляется дома накануне занятия и является частью домашнего задания.
2. по пункту 4 дома составляется форма таблицы для экспериментальных данных.
3. на занятии студенты выполняют эксперимент, заполняют пункты 4-6. Вносят поправки в остальные пункты протокола.

Каждая работа, выполненная студентом, защищается у преподавателя.

Защита заключается в ответах на вопросы, связанные с принципом выполненной работы, сущностью наблюдаемых явлений и полученных результатов.

Работа считается выполненной, если она защищена студентом и подписана преподавателем. Без предъявления протоколов или, если протоколы не будут отвечать предъявляемым требованиям, работа студента по данному разделу не будет зачтена.

Студенты, успешно выполнившие все лабораторные работы, получают зачет и допускаются к сдаче экзаменов по химии.

РЕКОМЕНДАЦИИ СТУДЕНТАМ ПРИ САМОПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

1. Ознакомьтесь с названием, значимостью и целями данного занятия.
2. Проработайте рекомендуемые программные вопросы и выполните домашнее задание (упражнения, задачи) на закрепление теоретического материала.
3. Подготовьтесь к выполнению на занятии лабораторной работы.
4. Проверьте уровень своей домашней подготовки по вопросам для самоконтроля.

ЗАНЯТИЕ №1

ТЕМА: Введение в практикум. Правила работы и техника безопасности при выполнении лабораторных работ по физической химии. Основные понятия термодинамики. Определение постоянной калориметра.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Термодинамика является теоретической базой современной биоэнергетики – науки, изучающей закономерности накопления, хранения и использования энергии живыми системами.

Знание термодинамических закономерностей и умение их применять для решения конкретных практических вопросов необходимо для изучения последующих разделов данного курса (химическая кинетика и равновесие, теория растворов, электрохимия, физико-химия поверхностных явлений), а также для изучения биохимии, физиологии и других медико-биологических и фармацевтических дисциплин.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Изучить правила работы и технику безопасности в лаборатории при выполнении работ по физической химии.
2. Ознакомиться с порядком выполнения и защиты лабораторных работ.
3. Овладеть методикой проведения термохимических измерений.
4. Научиться применять закон Гесса для косвенных расчетов тепловых эффектов, которые не могут быть измерены экспериментально.

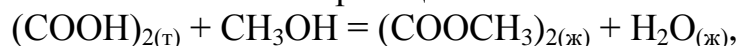
К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Предмет и методы термодинамики. Основные понятия и определения: системы, состояние системы, процессы, функции состояния и функции процесса. Закон Гесса.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Вычислите изменение энтальпии реакции:



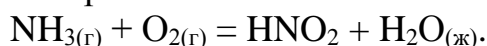
если энтальпии сгорания $(\text{COOH})_2$, CH_3OH и $(\text{COOCH}_3)_2$ равны соответственно: -251 , -727 и -1678 кДж/моль.

2. Определите тепловой эффект при стандартных условиях для реакции:



если известны энтальпии образования веществ: $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{HNO}_{3(\text{ж})}) = -174,5$ кДж/моль; $\Delta H(\text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{т})}) = -276,2$ кДж/моль; $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -288,2$ кДж/моль, $\Delta H_{f,298}^{\circ}(\text{NO}_{2(\text{г})}) = 33,3$ кДж/моль.

3. Нитрифицирующие бактерии окисляют аммиак по реакции:



Определить тепловой эффект данного процесса, если энтальпии образования ($\Delta H_{f,298}^0$) аммиака, азотистой кислоты и жидкой воды соответственно равны $-46,2$; $-49,4$; $-285,8$ кДж/моль. Будет ли энтальпийный фактор способствовать протеканию данного процесса в прямом направлении?

4. Вычислить энтальпию гидратации при переходе CuSO_4 в $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, если энтальпии растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равны $-66,5$ кДж/моль и $11,6$ кДж/моль, соответственно.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Дайте определение понятию «термодинамическая система». Какие типы систем вам известны? Дать пояснение и привести конкретные примеры каждого типа систем.
2. Что называется тепловым эффектом химической реакции?
3. Как формулируется закон Гесса? Проиллюстрируйте этот закон на конкретном примере. Для каких процессов он справедлив?
4. Почему при растворении одних веществ теплота поглощается, а при растворении других – выделяется?

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС): **«Определение константы калориметра»**

1. Изучить устройство калориметра.
2. Мерным цилиндром или мензуркой налить 60 мл дистиллированной воды комнатной температуры во внутренний сосуд калориметра.
3. Подготовить к работе термометр Бекмана.
4. Подготовить навеску 0,447 г тщательно измельченной и просушенной соли KCl.
5. Равномерно перемешивая воду мешалкой, отметить не менее 5-10 показаний термометра через каждые 30 секунд до постоянной температуры.
6. Быстро всыпать соль в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой. Не прекращая перемешивания, через каждые 10 секунд, фиксировать показания термометра до полного растворения соли.
7. Произвести не менее 10 измерений температуры через каждые 30 секунд после растворения соли.

8. На основании полученных данных построить на миллиметровой бумаге график зависимости изменения температуры от времени. По графику определить действительное понижение температуры при растворении соли, использовавшейся при определении постоянной калориметра.
9. Рассчитать постоянную калориметра, исходя из уравнения теплового баланса:

$$\Delta H = \left((m_{H_2O} + m_{соли}) \cdot C_{p-ра} + K \right) \cdot \frac{\Delta t \cdot M_{соли}}{m_{соли}}$$

где ΔH – интегральная молярная теплота растворения (для KCl составляет 17,55 кДж/моль), m_{H_2O} – масса воды (г), $m_{соли}$ – масса навески соли (г), $C_{p-ра}$ – теплоёмкость раствора ($4,18 \frac{Дж}{г \cdot K}$), $M_{соли}$ – молярная масса соли, Δt – действительное изменение температуры процесса растворения, найденное графически из данных проведенного опыта.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 4 – 19, 24 – 30.
- 2) Практикум по физической и коллоидной химии под ред. К. И. Евстратовой. М., «Высшая школа», 1990, с. 12 – 23.
- 3) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 6 – 11, 16 – 17.
- 4) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №2

ТЕМА: Первый закон термодинамики. Термохимия. Закон Гесса. Уравнение Кирхгофа. Определение теплоты гидратообразования соли.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Закон Гесса, являющийся следствием первого начала термодинамики, позволяет рассчитать количество энергии, выделяющееся при окислении различных пищевых продуктов в организме. Это дает возможность составить баланс рационального питания людей в соответствии с их возрастом и трудовой деятельностью, так как нарушение сбалансированного питания приводит к различным заболеваниям. Термохимический анализ процессов окисления продуктов питания в организме необходим также для понимания механизмов биохимических реакций. Сравнение энергетических характеристик здоровых и больных клеток позволяет разработать раннюю диагностику различных заболеваний, контроль над их развитием.

Большое значение имеют исследования, направленные на поиск взаимосвязей между нарушением энергетического обмена в клетках и процессами неконтролируемого клеточного роста, приводящими в ряде случаев к появлению злокачественных опухолей.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Закрепить и углубить знания по теме занятия, приобретенные при изучении курса общей химии.
2. Закрепить методику проведения термохимических измерений и научиться экспериментально определять теплоты растворения солей.
3. Научиться применять закон Гесса для косвенных расчетов тепловых эффектов, которые не могут быть измерены экспериментально.
4. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

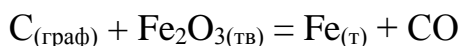
1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Предмет и методы термодинамики. Основные понятия и определения: системы, состояние системы, процессы, функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота.

Первое начало (первый закон) термодинамики. Формулировки и математическое выражение 1-го начала. Энтальпия. Изохорная и изобарная теплоты процесса и соотношение между ними. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ и их использование в термохимических расчетах. Теплоты нейтрализации, растворения, гидратации. Энтальпийные диаграммы. Зависимость теплоты процесса от температуры, уравнение Кирхгофа.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Определите работу, которая совершается системой при расширении 0,110 кг CO_2 от 50 л до 175 л при 290 К (задача № 1 стр. 35 [2]).
2. При изотермическом процессе к азоту, занимающему объем 500 литров и находящемуся под давлением $4,182 \cdot 10^6$ Па, подводится 2514 кДж теплоты. Определите объем и давление азота в конце процесса (задача № 5 стр. 35 [2]).
3. Газ занимал объем 3,5 л и имел температуру 45°C. Какую работу совершит газ, если его изобарно нагреть при нормальном атмосферном давлении до 145°C?
4. Определите тепловой эффект реакции:



при 1803 К, если известно, что:

$$C_{p,298}^o(Fe) = 24,98 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; C_{p,298}^o(C) = 8,54 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o(Fe_2O_3) = 103,76 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; C_{p,298}^o(CO) = 29,14 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o(Fe_2O_3) = -822,16 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \Delta H_{f,298}^o(CO) = -110,3 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

5. Для поддержания основного обмена человек весом 70 кг должен каждые 24 часа получать 7680 кДж энергии. Считая, что 60% этой энергии выделяется при окислении глюкозы до углекислого газа, рассчитайте, какое количество её ежедневно должен перерабатывать организм. Справочные данные:

$$\Delta H_{f,298}^o(C_6H_{12}O_6) = -1268 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \Delta H_{f,298}^o(CO_2) = -393,5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o(H_2O_{(\text{ж})}) = -285,8 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; C_{p,298}^o(H_2O_{(\text{ж})}) = 75,4 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o(C_6H_{12}O_6) = 218,9 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; C_{p,298}^o(CO_2) = 37,1 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o(O_2) = 29,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС): **«Определение теплоты гидратообразования соли»**

1. Вспомнить устройство и принцип работы калориметра, изученные на прошлом занятии.
2. Подготовить к работе калориметр.
3. Точно отмерить 60 мл воды при комнатной температуре и вылить в стакан калориметра.
4. Подготовить навеску 1,5 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, растертого в порошок.
5. Равномерно перемешивая воду мешалкой, отметить не менее 5-10 показаний термометра через каждые 30 секунд до постоянной температуры.
6. Быстро всыпать соль в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой. Не прекращая перемешивания, через каждые 10 секунд, фиксировать показания термометра до полного растворения соли.
7. Произвести не менее 10 измерений температуры через каждые 30 секунд после растворения соли.

8. На основании полученных данных построить на миллиметровой бумаге график зависимости изменения температуры от времени. По графику определить действительное понижение температуры при растворении соли, использовавшейся при определении постоянной калориметра.
9. Рассчитать молярную теплоту растворения кристаллогидрата по уравнению теплового баланса:

$$\Delta H = \left((m_{H_2O} + m_{соли}) \cdot C_{p-ра} + K \right) \cdot \frac{\Delta t \cdot M_{соли}}{m_{соли}}$$

где ΔH – интегральная молярная теплота растворения соли, m_{H_2O} – масса воды (г), $m_{соли}$ – масса навески соли (г), $C_{p-ра}$ – теплоёмкость раствора ($4,18 \frac{Дж}{г \cdot K}$), $M_{соли}$ – молярная масса соли, Δt – действительное изменение температуры процесса растворения, найденное графически из данных проведенного опыта, K – константа калориметра, определённая на предыдущем занятии.

10. Подготовить к работе калориметр.
11. Точно отмерить 60 мл воды при комнатной температуре и вылить в стакан калориметра.
12. Подготовить навеску 0,96г безводного $CuSO_4$, растертого в порошок.
13. Повторить действия, описанные в пунктах 5-8 работы.
14. Рассчитать молярную теплоту растворения безводной соли по уравнению, указанному в пункте 9 работы.
15. По полученным значениям теплот растворения безводной соли и кристаллогидрата, исходя из закона Гесса, рассчитать теплоту гидратообразования сульфата меди (II).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Дайте определение понятию «термодинамическая система». Какие типы систем вам известны? Привести конкретные примеры каждого типа систем.
2. Что понимают под параметром состояния? Какие есть классификации параметров состояния?
3. Чем отличается функция состояния от функции процесса?
4. Что называют в термодинамике процессом? Какие бывают процессы?
5. Что такое внутренняя энергия системы? От каких факторов и почему она зависит?
6. Что такое теплота и работа? В чём их различие? Когда эти функции принимают положительное значение, когда отрицательное? Какие виды работ вам известны?
7. Какие формулировки имеет первый закон термодинамики? Каково математическое выражение первого закона термодинамики?
8. Что такое энтальпия системы?

9. Что называют тепловым эффектом реакции? Чему равны изобарный и изохорный тепловые эффекты, и какова взаимосвязь между ними?
10. Каковы особенности термохимических уравнений?
11. Как формулируется закон Гесса? Проиллюстрируйте этот закон на конкретном примере. Для каких процессов он справедлив?
12. Дать формулировку понятиям «стандартная энтальпия образования» и «стандартная энтальпия сгорания» веществ. Как они используются в термохимических расчетах.
13. Что понимают под теплотой (энтальпией) нейтрализации, теплотой растворения, теплотой гидратации? Какие значения могут принимать эти величины?
14. Как зависит тепловой эффект химической реакции от температуры? записать и проанализировать уравнение Кирхгофа.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 4 – 34.
- 2) Практикум по физической и коллоидной химии под ред. К. И. Евстратовой. М., «Высшая школа», 1990, с. 12 – 23.
- 3) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 9 – 19.
- 4) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №3

ТЕМА: Второй и третий законы термодинамики. Расчёт изменения энтропии в различных процессах.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Закрепить и углубить знания по теме занятия, приобретенные при изучении курса общей химии.
2. Определить степень усвоения темы, умение применять теоретические знания при решении задач.
3. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Формулировки и математическое выражение

2-го закона термодинамики. Максимальная работа процесса. Полезная работа. Энтропия. Изменение энтропии в изолированных системах, при изотермических процессах и изменении температуры. Статистический характер второго начала термодинамики. Связь энтропия с термодинамической вероятностью состояния системы. Формула Больцмана. Третье начало термодинамики. Абсолютная энтропия. Стандартная энтропия.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Двигатель работает как машина Карно и за цикл получает от теплоисточника 3766 кДж тепла. Температура теплоисточника 750 К. Температура теплоприемника 350 К. Найти совершаемую за цикл работу и количество теплоты, отдаваемое при этом теплоприемнику.
2. Двигатель работает как машина Карно и за цикл получает от теплоисточника 3452 кДж. Температура теплоисточника 600 К. Совершаемая за цикл работа равна 1562 кДж. Найдите температуру теплоприёмника и количество теплоты, отданное при этом теплоприемнику.
3. Найти изменение энтропии реакции: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ при постоянном давлении и при 25°C, если $S_{298,(\text{O}_2)}^0 = 205,0 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$, $S_{298,(\text{SO}_2)}^0 = 248,1 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$, $S_{298,(\text{SO}_3)}^0 = 256,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$.
4. Определите изменение энтропии при превращении 0,001 кг переохлажденной воды в лёд при 263 К, считая теплоёмкость воды равной $4,184 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$, теплоёмкость льда равной $1,883 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$ и теплоту плавления льда равной $334,72 \frac{\text{Дж}}{\text{г}}$ (задача № 8 стр. 35 [2]).
5. Найдите изменение энтропии при переходе 100 г воды, взятой при 273 К, в пар при 393 К. Удельная теплота испарения воды при 373 К равна $2255,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г}}$. Удельные теплоёмкости воды и пара равны $4,184 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$ и $1,812 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}}$, соответственно (задача № 13 стр. 36 [2]).
6. Вычислите изменение энтропии S_{500}^0 реакции

$$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 3\text{S},$$
 пользуясь следующими данными:

$$C_{p,298}^0(\text{S}) = 23,67 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; \quad C_{p,298}^0(\text{H}_2\text{S}) = 33,44 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^0(\text{SO}_2) = 39,87 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; \quad C_{p,298}^0(\text{H}_2\text{O}) = 75,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298(S)}^o = 167,75 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; \quad S_{298(H_2S)}^o = 205,7 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298(SO_2)}^o = 248,07 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}; \quad S_{298(H_2O)}^o = 69,95 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

(задача № 9 стр. 36 [2])

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Дайте сравнительную оценку понятию обратимости процессов с точки зрения кинетики и термодинамики?
2. Какие формулировки имеет второй закон термодинамики? Приведите математические выражения второго закона термодинамики и объединённого выражения первого и второго законов термодинамики.
3. Какую термодинамическую функцию называют энтропией? Каков её физический смысл?
4. Приведите доказательство характера изменения энтропии при протекании самопроизвольных процессов в изолированной системе?
5. Как изменяется энтропия в процессах фазовых превращений (испарении, конденсации, возгонке и т.д.) и при изменении температуры?
6. Что понимают под термодинамической вероятностью состояния системы, и какова её связь с энтропией?
7. Как формулируется третий закон термодинамики?
8. Что понимают под абсолютной и стандартной энтропиями вещества? Как соотносятся между собой стандартные энтропии твёрдых, жидких и газообразных веществ?

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 35 – 42.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 19 – 26, 30.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №4

ТЕМА: Термодинамические потенциалы. Определение направления и возможности протекания процессов.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Биологические объекты являются открытыми системами. В них постоянно протекает обмен веществом и энергией с окружающей средой. Обмен веществ обеспечивает непрерывное поступле-

ние и удаление различных метаболитов. В биологических процессах молекулы одного и того же вещества могут быть вовлечены в несколько различных реакций, приводящих к разным метаболитам. Преимущества того или иного пути превращения веществ может быть оценено с использованием термодинамических потенциалов.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Закрепить и углубить знания о термодинамических потенциалах, приобретенные при изучении курса общей химии.
2. Научиться рассчитывать изменения энергий Гиббса реакций и прогнозировать вероятность их протекания.
3. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

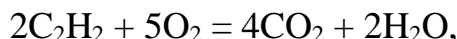
К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса; связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Понятие о химическом потенциале.

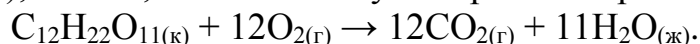
2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Вычислить изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала для реакции



$$\text{если } \Delta G_{f,298}^o(\text{C}_2\text{H}_2) = + 209,2 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \Delta G_{f,298}^o(\text{CO}_2) = - 394,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}, \\ \Delta G_{f,298}^o(\text{H}_2\text{O}) = - 237,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

2. Пользуясь справочными данными, рассчитайте ΔH , ΔS и ΔG в процессе усвоения в организме человека одного моля сахарозы при температуре тела (309,6K), считая, что в этом случае протекает реакция:



$$C_{p,298}^o(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 430,9 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o(\text{CO}_2) = 37,1 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o(\text{H}_2\text{O}) = 75,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o(\text{O}_2) = 29,35 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = - 2222 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o(\text{H}_2\text{O}) = - 286 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o(\text{CO}_2) = - 393 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$S_{298}^o(\text{H}_2\text{O}) = 70 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

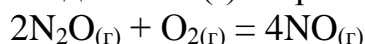
$$S_{298}^o (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 360 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298}^o (\text{CO}_2) = 214 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298}^o (\text{O}_2) = 205 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Зависимостью теплоёмкостей веществ от температуры пренебречь (задача № 1 стр. 316 [2]).

3. В медицине в качестве наркотического средства применяется оксид азота (I) в смеси с кислородом. Установите, возможно ли при температуре человеческого тела (309,6K) образование токсичного оксида азота (II) вследствие окисления оксида азота (I) по реакции:



$$C_{p,298}^o (\text{N}_2\text{O}) = 38,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o (\text{NO}) = 29,9 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$C_{p,298}^o (\text{O}_2) = 29,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298}^o (\text{O}_2) = 205,0 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298}^o (\text{N}_2\text{O}) = 219,9 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$S_{298}^o (\text{NO}) = 210,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o (\text{N}_2\text{O}) = 82,0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta H_{f,298}^o (\text{NO}) = 90,3 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Зависимостью теплоёмкостей веществ от температуры пренебречь (задача № 2 стр. 317 [2]).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Почему из всех термодинамических потенциалов энергия Гиббса и энергия Гельмгольца являются наиболее важными для химической термодинамики?
2. Каков физический смысл этих энергий?
3. О чём свидетельствует знак и численное значение изменения этих потенциалов для химических реакций?
4. Какие значения ΔH° и ΔS° способствуют самопроизвольному протеканию (являются движущими) химических реакций и какие значения препятствуют (являются тормозящими)? Почему?
5. Что представляет собой химический потенциал? От чего он зависит?

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 42 – 49.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 26 – 32.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №5

ТЕМА: Термодинамика химического равновесия. Способы выражения константы равновесия. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Определение константы равновесия гомогенной реакции.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Многие биохимические процессы в организме можно рассматривать как обратимые по направлению реакции. Среди них такие жизненно-важные процессы, как связывание гемоглобином кислорода, перенос оксида углерода (II) и транспортная роль белков, гидролиз универсального источника энергии для организма – АТФ и др. Зная константу равновесия, можно дать качественную оценку направления многих биохимических превращений в организме для медицинской диагностики. В соответствии с принципом Ле-Шателье можно прогнозировать многие нарушения в организме, вызываемые изменением температуры, давления и концентрации метаболитов; регулировать многие биохимические и физиологические процессы. Резкое смещение химических равновесий в организме может вызвать смерть.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Углубить знания по теме «Термодинамика химического равновесия», приобретенные при изучении курса общей химии.
2. Определить экспериментально константу равновесия гомогенной реакции.
3. Определить степень усвоения темы, умение применять теоретические знания при решении задач.
4. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Термодинамические характеристики состояния химического равновесия. Константа химического равновесия и способы её выражения. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений. Константа химического равновесия и принцип Ле-Шателье-Брауна.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Константа равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ при 717 К равна 50. Определите долю разложившегося йодоводорода при нагревании 1 моль HI

до данной температуры (задача № 4 стр. 49 [2]).

2. Константа равновесия K_c реакции $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2$ при 375 К равна 13,33. Определите значение K_p при данной температуре.
3. Константа равновесия реакции $\text{C}_{(\text{гp})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$ при 1000К равна 1,862 атм. Определите константу равновесия и изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала данной реакции при 500К, если тепловой эффект реакции в данном интервале температур равен 169,6 кДж.
4. Для реакции $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$ при 400К константа равновесия равна 0,2 атм., а при 700К – $5,9 \cdot 10^{-4}$ атм. Определите константу равновесия данной реакции при 500К. Как влияет повышение температуры на выход продукта реакции?

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):

«Определение константы равновесия гомогенной реакции»

1. Подготовить две серии из четырёх пронумерованных сухих колб с подобранными пробками вместимостью 100 мл и налить в них следующие количества растворов, указанных концентраций:

Раствор	Объём раствора, мл			
	Колба 1	Колба 2	Колба 3	Колба 4
0,03М FeCl ₃	50	-	60	-
0,03М KI	-	50	-	40

2. Колбы закрыть пробками и поместить в термостат при температурах 20°C и 40°C.
3. Приготовить для титрования 8 колб вместимостью 100 мл. в каждую из них налить по 40 мл дистиллированной воды и поставить в охлаждающую смесь.
4. Влить содержимое второй колбы в первую. Отметить момент сливания по часам. Колбу с реакционной смесью закрыть пробкой и поставить в термостат.
5. Через 10 минут влить содержимое четвёртой колбы в третью, зафиксировать время сливания, закрыть колбу пробкой и поместить в термостат.
6. Через 25 минут от момента смешения из каждой колбы, не вынимая их из термостата, отобрать пипеткой по 15 мл растворов и вылить пробу в колбу с охлаждённой водой.
7. Сразу после сливания выделившийся йод титровать 0,01М раствором

тиосульфата до образования соломенно-жёлтой окраски раствора. Затем добавить несколько капель раствора крахмала и титровать тиосульфатом до полного исчезновения синего окрашивания раствора. Окраска, появляющаяся через некоторое время после титрования, не учитывается.

8. Через 20 минут после отбора первой пробы опять отобрать по 15 мл (вторая проба) реакционной смеси и аналогично оттитровать тиосульфатом.
9. Через 15 минут после отбора второй пробы снова отобрать по 15 мл (третья проба) растворов и титровать тиосульфатом. Одинаковые объёмы растворов тиосульфата, израсходованные на титрование реакционных смесей во второй и третьей пробах из каждой реакционной колбы, указывают на достижение равновесия. Если объёмы тиосульфата неодинаковы, следует отобрать ещё четвертую пробу через 15-20 минут и оттитровать её так же тиосульфатом.
10. Рассчитать равновесные концентрации ионов Fe^{3+} , Fe^{2+} , I^- и молекулярного I_2 и значения константы равновесия K_C для колб 1 и 3.

$$C_{I_2} = \frac{1}{2} C_{Na_2S_2O_3} \frac{V_{\text{равновесный } Na_2S_2O_3}}{15}$$

$$C_{Fe^{2+}} = 2C_{I_2}$$

$$C_{Fe^{3+}} = C_{FeCl_3} - C_{Fe^{2+}}$$

$$C_{I^-} = C_{KI} - C_{Fe^{2+}}$$

C_{FeCl_3} и C_{KI} рассчитываются следующим образом:

$$C_{FeCl_3} = 0,03 \frac{a}{a+b} \quad C_{KI} = 0,03 \frac{b}{a+b}$$

где a – исходный объём раствора $FeCl_3$, b – исходный объём раствора KI .

$$K_C = \frac{C_{Fe^{2+}}^2 \cdot C_{I_2}}{C_{Fe^{3+}}^2 \cdot C_{I^-}^2}$$

11. Результаты расчётов занести в таблицу для каждой температуры:

	Колба 1	Колба 3
$V_{\text{равновесный } Na_2S_2O_3}$, мл		
C_{I_2} , моль/л		
$C_{Fe^{2+}}$, моль/л		
$C_{Fe^{3+}}$, моль/л		
C_{I^-} , моль/л		
K_C		
Среднее значение K_C		

12. Используя значения средних констант равновесия для разных температур, рассчитать значение теплового эффекта реакции по уравнению изобары Вант-Гоффа:

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2 \cdot \ln \frac{K_{\text{с}}(T_2)}{K_{\text{с}}(T_1)}}{T_2 - T_1}$$

где $K_{\text{с}}(T_2)$ и $K_{\text{с}}(T_1)$ – полученные значения констант равновесия для температур T_2 и T_1 , соответственно.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Как можно охарактеризовать химическое равновесие с точки зрения кинетики и термодинамики?
2. В чём заключается динамизм химического равновесия?
3. Какой физический смысл константы химического равновесия? Способы выражения константы.
4. Какова взаимосвязь K_p и K_c ? В каких случаях данные величины совпадают?
5. Сформулировать принцип Ле-Шателье и показать влияние различных факторов на смещение равновесия на примере конкретной реакции.
6. Каким уравнением описывается зависимость константы равновесия от температуры? Доказать, что данное уравнение является математическим подтверждением принципа Ле-Шателье.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник - М., Высшая школа, 1990, с. 50 – 61.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 40 – 48.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №6

ТЕМА: Зависимость константы химического равновесия от различных факторов. Расчеты с использованием уравнений изотермы, изобары и изохоры химических реакций.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Углубить знания по теме «Термодинамика химического равновесия», приобретенные при изучении курса общей химии.

2. Изучить влияние различных факторов на смещение химического равновесия, научиться давать им математическое обоснование.
3. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ и ПОВТОРИТЬ следующие программные вопросы:

Константа химического равновесия и способы её выражения. Уравнение изотермы химической реакции. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений. Константа химического равновесия и принцип Ле-Шателье-Брауна. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Константа равновесия реакции образования этилацетата $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(г)} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ при 300°C равна 9, а при 150°C – 30. Определите константу равновесия при 200°C и значение ΔG^o реакции для данной температуры.
2. Константа равновесия реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при 2000K равна $3,3 \cdot 10^{-4}$. Определите преимущественное направление протекания реакции, если исходные давления N_2 , O_2 и NO соответственно равны $9,2 \cdot 10^4$, $2,1 \cdot 10^4$ и $3 \cdot 10^2$ Па. (задача № 5 стр. 49 [2])
3. Вычислите изменение энергии Гиббса реакции гидролиза АТФ до АДФ и неорганического фосфата:

$$\text{АТФ} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{АДФ} + \text{Ф}_\text{н}$$
 в условиях, характерных для мышечной клетки, находящейся в состоянии покоя: $[\text{АТФ}] = 0,005$ моль/л; $[\text{АДФ}] = 0,0005$ моль/л; $[\text{Ф}_\text{н}] = 0,005$ моль/л; $\text{pH} = 6,0$, $T = 298\text{ K}$. Константа равновесия реакции гидролиза АТФ при указанной температуре равна $8,92 \cdot 10^4$. (задача № 4 стр. 317 [2])
4. При 300 K константа равновесия реакции:

$$\text{L-глутаминовая кислота} + \text{пируват} \rightleftharpoons \alpha\text{-кетоглутаровая кислота} + \text{L-аланин}$$
 равна 1,11. В каком направлении преимущественно будет идти реакция при следующих концентрациях: L-глутаминовая кислота и пируват – по $3 \cdot 10^{-5}$ моль/л; α -кетоглутаровая кислота и L-аланин – по $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л? (задача № 5 стр. 318 [2])

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Сформулировать принцип Ле-Шателье и показать влияние различных

- факторов на смещение равновесия на примере конкретной реакции.
2. Пользуясь каким уравнением, можно определить преимущественное направление обратимой химической реакции при произвольных начальных концентрациях или давлениях реагентов? Записать это уравнение и привести его анализ.
 3. Каким уравнением описывается зависимость константы равновесия от температуры? Доказать, что данное уравнение является математическим подтверждением принципа Ле-Шателье.
 4. Значения каких термодинамических величин для участников реакции необходимо знать, чтобы рассчитать константу равновесия реакции?

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 50 – 61.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 40 – 48.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №7

ТЕМА: Основные понятия фазовых равновесий. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды. Понятие о физико-химическом анализе. Термический анализ. Диаграммы плавкости бинарных систем. Расчёты по уравнению Клаузиуса-Клайперона и диаграммам плавкости.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Изучение фазовых равновесий находит довольно широкое применение в фармации. Благодаря построению и изучению фазовых диаграмм удаётся избежать несовместимости лекарственных препаратов, увеличить биологическую доступность малорастворимых лекарств. В ряде случаев диаграммы состояния лекарственных смесей помогают приготовить лекарственную форму.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Изучить основные понятия, принципы и правила фазовых равновесий.
2. Сформировать представление о сущности и принципах физико-химического анализа.
3. Ознакомиться с основными типами диаграмм состояния и научиться их анализировать.
4. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие вещества, компоненты. Число компонентов и число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые превращения и равновесия: испарение, сублимация, плавление, изменение аллотропной модификации. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Связь с принципом Ле-Шателье-Брауна.

Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды как пример диаграмм состояния однокомпонентных систем.

Двухкомпонентные (бинарные) системы. Понятие о физико-химическом анализе, его применение для изучения лекарственных форм. Термический анализ. Кривые охлаждения. Диаграмма плавокости бинарных систем с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии. Использование правила фаз Гиббса для анализа диаграмм состояния.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Температура кипения жидкого метанола равна $34,7^{\circ}\text{C}$ при давлении 26664 Па и $49,9^{\circ}\text{C}$ при давлении 53329 Па . Найдите температуру кипения метанола при нормальном давлении (задача № 1 стр. 64 [2]).
2. Определите и укажите максимальное число фаз в системе, состоящей из воды и глюкозы (задача № 3 стр. 64 [2]).
3. Рассчитайте число степеней свободы в системе, состоящей из раствора Na_2SO_4 , находящегося в равновесии с кристаллами Na_2SO_4 и парами воды (задача № 4 стр. 64 [2]).
4. Присыпка из тимола и ментола образует эвтектику, содержащую 60% тимола и 40% ментола. Какой из компонентов и в каком количестве находится в избытке в эвтектике, если в 200 г исходной смеси содержится 30% тимола и 70% ментола? (задача № 7 стр. 318 [2])
5. В качестве основы для приготовления суппозитория с новокаином было использовано 200 г расплава, содержащего 80% парафина и 20% метилстеарата. При охлаждении до момента образования эвтектики при 309 К выкристаллизовалось 80 г парафина. Определите состав эвтектики (задача № 8 стр. 318 [2]).
6. Камфора и тимол неограниченно растворимы в жидком состоянии и нерастворимы в твердом состоянии. Постройте диаграмму состояния системы камфора - тимол по следующим данным:

Содержание камфоры, мас. доля %	100	80	60	40	20	0
Температура кристаллизации, К	443	373	293	308	318	323

(задача № 9 стр. 318 [2])

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Какие системы являются гомогенными, а какие – гетерогенными?
2. Что называют фазой? Являются ли понятия фаза и агрегатное состояние тождественными? Привести примеры, подтверждающие ваш ответ.
3. Что называют компонентом или составляющим веществом? Каково отличие числа составляющих веществ и числа независимых компонентов? Приведите пример, когда эти понятия одинаковы и когда отличаются?
4. Что понимают под числом степеней свободы?
5. Каковы формулировка и математическая запись правила фаз Гиббса? В каких случаях и почему в правило фаз Гиббса вносятся коррективы?
6. Качественно предскажите, как изменится температура плавления некоторого вещества при увеличении внешнего давления, если данное вещество плавится: а). с увеличением объёма? б). с уменьшением объёма? Приведите математическое обоснование своего предположения.
7. Как изменяется температура кипения веществ с увеличением атмосферного давления? Дать ответу математическое обоснование.
8. Нарисовать и описать диаграмму состояния воды. Чем определяется характер кривых на диаграмме состояния воды? Что характеризуют эти кривые? Рассчитать число степеней свободы для фигуративных точек, соответствующих однофазной, двухфазной и трёхфазной системе.
9. Что называют физико-химическим анализом? Какие принципы положены в его основу? Проиллюстрируйте эти принципы на примере диаграммы состояния воды.
10. В чём заключается сущность термического анализа? Какой вид могут принимать кривые охлаждения? Почему кривые охлаждения имеют такой вид?
11. Нарисовать диаграмму плавкости с простой эвтектикой. Дать объяснение каждой области на диаграмме. Объяснить сущность кривых на данной диаграмме. Рассчитать число степеней свободы для фигуративных точек, соответствующих однофазной, двухфазной и трёхфазной системе.
12. Каково практическое применение диаграмм с простой эвтектикой в медицинской и фармацевтической практике? Приведите примеры таких систем, имеющих практическое применение в фармации и медицине.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная

- химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 61 – 68, 85 – 93.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 52 – 66.
 - 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №8

ТЕМА: Взаимная растворимость жидкостей. Идеальные растворы. Закон Рауля. Простая и фракционная перегонки. Ректификация. Реальные растворы. Азеотропы. Законы Коновалова-Гиббса. Расчёты по диаграммам кипения.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Равновесия «жидкость-пар», изучаемые на данном занятии лежат в основе теории и практики разделения смесей жидкостей перегонкой. Простую перегонку применяют, если не требуется полное разделение смеси на чистые компоненты. Её используют в том случае, когда температуры кипения компонентов сильно различаются. Фракционная перегонка широко используется в фармацевтической практике для разгонки эфирных масел, в синтезе фармацевтических препаратов – амидопирин, лидола, барбитуратов и др. Пользуясь диаграммами кипения, по правилу рычага можно находить для любой температуры количество образовавшегося пара и оставшегося раствора.

Полученные на занятии знания будут использоваться при изучении фармакогнозии, фармацевтической технологии, фармацевтической химии.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Закрепить знания о причинах и характере взаимной растворимости жидкостей.
2. Научить понимать принципы построения и анализировать диаграммы «давление пара – состав» и «температура кипения – состав» для неограниченно смешивающихся жидкостей.
3. Сформировать представление о сущности и теоретических основах простой и фракционной перегонки.
4. Закрепить навыки решения задач по данной теме.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Растворимость жидкостей в жидкостях. Идеальные и реальные растворы. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля. Типы диаграмм "давление пара - состав", "температура кипения - состав". Азеотропы. Первый и второй законы Коновалова-Гиббса.

Простая и фракционная перегонка. Понятие о ректификации.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Этанол и метанол при смешении образуют почти идеальный раствор. При 20°C давление насыщенного пара этанола равно 5,93 кПа, а метанола – 11,83 кПа. Рассчитайте давление пара раствора, состоящего из 100 г этанола и 100 г метанола, а также состав (в молярных долях) пара над этим раствором при 20°C (задача № 1 стр. 83 [2]).
2. Давление насыщенных паров взаимно растворимых бензола и хлорбензола при 358К соответственно равны $1,198 \cdot 10^5$ Па и $0,228 \cdot 10^5$ Па. Считая раствор идеальным, найдите состав этого раствора, кипящего при температуре 358К при нормальном атмосферном давлении (задача № 6 стр. 84 [2]).
3. При 25°C давления насыщенных паров жидкостей А и В соответственно равны 15 кПа и 40 кПа. Рассчитайте давление пара над идеальным раствором, содержащим 1 моль А и 5 моль В при 25°C (задача № 11 стр. 84 [2]).
4. Рассчитайте при 330К состав (в объемных %) пара над раствором, содержащим 64 г метанола и 46 г этанола. Давления насыщенных паров метанола и этанола при этой температуре соответственно равны $8,1 \cdot 10^4$ Па и $4,5 \cdot 10^4$ Па (задача № 12 стр. 84 [2]).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. От каких основных факторов зависит взаимная растворимость жидкостей? Какие группы жидкостей по взаимной растворимости можно выделить?
2. Привести вывод и сформулировать закон Рауля. Как формулируется закон Рауля в случае, когда растворённое вещество нелетучее?
3. Какие растворы называются идеальными? Как изменяются термодинамические параметры системы при образовании таких растворов? Нарисовать диаграмму «давление пара - состав» и привести её анализ.
4. В каких случаях наблюдаются отрицательные и положительные отклонения от закона Рауля? Нарисовать диаграммы «давление пара - состав» и привести их анализ.
5. Сформулируйте и приведите графическое обоснование первого закона Коновалова-Гиббса.
6. В чем заключается сущность простой и фракционной перегонки? Что может быть получено в результате каждой из них?
7. В чём заключается сущность ректификации?

8. Какие растворы называются азеотропными? В каких случаях возможно образование азеотропов?
9. Как формулируется второй закон Коновалова-Гиббса? Нарисовать соответствующие диаграммы и показать на них суть второго закона Коновалова.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 68 – 78, 82 – 84, 93 – 104.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 67 – 75.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №9

ТЕМА: Ограниченно растворимые жидкости. Взаимно нерастворимые жидкости. Теоретические основы перегонки с водяным паром. Построение диаграммы растворимости ограниченно растворимых жидкостей.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Ограниченная взаимная растворимость характерна для жидкостей, значительно различающихся по своим свойствам (полярности, диэлектрической проницаемости). Она зависит от температуры. Взаимная растворимость одних жидких смесей с ростом температуры увеличивается, а других падает. Зависимость взаимной растворимости жидкостей от температуры выражают в координатах «температура-состав» в виде диаграмм растворимости. С помощью диаграмм растворимости можно выбрать такие составы, при которых смеси не расслаиваются при заданных условиях.

Поскольку многие лекарственные формы представляют собой смеси жидкостей с различной растворимостью, то изучение диаграмм состояния жидких систем имеет большое значение для студентов фармацевтического факультета. Многие биологически активные и лекарственные вещества являются водонерастворимыми.

Пользуясь перегонкой с водяным паром можно выделить эфирные масла из различных частей растений, очистить анилин, нафталин, нитробензол и другие вещества, применяемые в фармацевтической промышленности. В производстве фармацевтических препаратов перегонка с водяным паром применяется при получении ментолового масла из мяты, на некоторых стадиях получения фенаcetина, при получении антибиотика синтомицина.

Полученные на занятии знания будут использоваться при изучении фармакогнозии, фармацевтической технологии, фармацевтической химии.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Углубить знания о взаимной растворимости жидкостей.
2. Изучить теоретические основы перегонки с водяным паром.
3. Построить диаграмму состояния и определить критическую температуру растворения в системе «фенол – вода» и соответствующий ей состав.
4. Закрепить навыки работы со справочной литературой при решении задач.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Ограниченно растворимые жидкости. Верхняя и нижняя критические температуры растворения (В.Ф.Алексеев). Взаимонерастворимые жидкости. Теоретические основы перегонки с водяным паром.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Определите массу водяного пара, необходимого для перегонки 10 кг бензола, если смесь бензола и воды кипит под атмосферным давлением при температуре 342,2 К. При этой температуре давление пара воды составляет $3,0 \cdot 10^4$ Па (задача № 5 стр. 84 [2]).
2. Хлорбензол отгоняется с водяным паром при 91°C и 1 атм. При этой температуре давление пара хлорбензола равно $2,9 \cdot 10^4$ Па. Определите массовую долю хлорбензола в дистилляте (задача № 9 стр. 84 [2]).
3. Органическая жидкость, несмешивающаяся с водой, отгоняется с водяным паром при 95°C при давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па. Давление пара воды при 95°C равно $8,5 \cdot 10^4$ Па. Дистиллят содержит 62% (масс.) органической жидкости. Рассчитайте молярную массу этой жидкости (задача № 10 стр. 84 [2]).
4. В состав лекарственных препаратов, используемых при лечении сердечной недостаточности, мастопатии и других заболеваний, входит камфора. В воде камфора практически нерастворима. Смесь камфоры с водой кипит при нормальном атмосферном давлении при 372 К. Давление насыщенных паров воды при этой температуре равно $9,8 \cdot 10^4$ Па. Сколько граммов дистиллята следует собрать, чтобы получить 80 г камфоры, имеющей молярную массу 152 г/моль? (задача № 11 стр. 319 [2])

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Ограниченная растворимость жидкостей в жидкостях. Какие жидкости и почему обладают ограниченной растворимостью друг в друге?

2. Как влияет температура на взаимную растворимость ограниченно растворимых жидкостей? Критическая температура растворения.
3. Какой вид имеют диаграммы растворимости с различными критическими температурами растворения?
4. Анализ диаграммы растворимости ограниченно растворимых жидкостей с верхней критической температурой растворения.
5. Какие растворы называют сопряженными? Как определяется состав этих растворов?
6. Показать на диаграмме растворимости применение правила рычага для определения соотношения масс сопряжённых растворов.
7. В чём сущность определения критической температуры по методу Алексеева-Ротмунда?
8. В каком случае жидкости практически не растворяются друг в друге?
9. Какое свойство взаимно нерастворимых жидкостей лежит в основе перегонки с водяным паром? С какой целью, и для каких веществ она применяется? Каков её принцип?

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):

«Построение диаграммы взаимной растворимости двух жидкостей»:

1. Поместить в стеклянный стакан вместимостью 0,5 л запаянные в ампулах смеси, состоящие из двух фаз (мутно-молочные). Налить воды и нагреть на плитке или водяной бане. Опустить в стакан термометр.

	Номер ампулы и состав смеси						
	1	2	3	4	5	6	7
Фенол, w, %	10	15	20	35	55	65	70
Вода, w, %	90	85	80	65	45	35	30
Температура просветления, °С							
Температура помутнения, °С							

2. Зафиксировать температуру взаимного растворения веществ (в момент просветления смеси).
3. Выключить плитку и дать возможность охлаждаться смесям. Следить за температурой. Отметить и записать температуру, при которой происходит изменение вида смесей в ампулах и расслоение на две фазы.
4. Сопоставить температуры взаимного растворения и расслоения смесей. Их разность не должна превышать 1°. Если это условие не соблюдается, опыт повторить.
5. По полученным данным построить диаграмму «состав – температура растворения» двойной жидкой смеси «фенол – вода», откладывая на оси

абсцисс состав. Провести две ординаты: левую для воды, правую – для фенола.

6. По правилу прямолинейного диаметра Алексеева-Ротмунда определить критическую температуру растворения фенола в воде.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 104 – 109.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 75 – 79.
- 3) «Практикум по физической и коллоидной химии». Под ред. Евстратовой К. И.: М., «Высшая школа», 1990, С.35-39.
- 4) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №10

ТЕМА: Трёхкомпонентные системы. Закон распределения Нернста. Экстракция. Определение коэффициента распределения третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Экстракция широко применяется в фармацевтической практике для выделения из растительного сырья эфирных масел, алкалоидов, витаминов и других лекарственных веществ. Экстракция является важнейшим процессом выделения и очистки пенициллина. Так, из полученной после процесса ферментации культуральной жидкости пенициллин экстрагируют амилацетатом в виде кислоты. Затем производят вторичную экстракцию из амилацетатного раствора фосфатным буферным раствором, потом хлороформом и окончательно – водой. При получении антибиотика стрептомицина культуральную жидкость вначале обрабатывают амиловым спиртом, а затем стрептомицин переводят в водный раствор. В процессе производства раунатина алкалоиды, содержащиеся в коре раувольфии, экстрагируют 10%-ным водным раствором уксусной кислоты.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Сформировать представление о трёхкомпонентных системах и процессе экстрагирования.
2. Дать экспериментальное обоснование закона распределения и научиться определять коэффициент распределения.
3. Приобрести навыки решения задач по данной теме.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Трехкомпонентные системы. Закон Нернста для распределения третьего вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения. Экстракция. Принципы получения настоек, отваров.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. При 298 К коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой равен 230. Вычислите молярную концентрацию йода в воде, если 500 мл амилового спирта, содержащих 5 г йода, смешать с 2 л воды (задача № 2 стр. 83 [2]).
2. Какой объем сероуглерода нужно взять для экстрагирования 90% брома из 5 л водного раствора, если коэффициент распределения брома между водой и сероуглеродом равен 0,0125? (задача № 4 стр. 83 [2])
3. Сколько нужно провести экстракций, чтобы извлечь йод на 99% из 4 л водного раствора с концентрацией йода 0,1 г/л, если йод экстрагируется порциями сероуглерода по 100 мл. Величина коэффициента распределения йода между CS_2 и водой равна 59 (задача № 7 стр. 84 [2]).
4. Недостаток йода вызывает заболевание щитовидной железы, поэтому в состав многих лекарственных препаратов и биологически-активных добавок к пище (йодиол, йодкар, бетадин, раствор Люголя, йод-актив, пивные дрожжи, морская капуста, пищевая соль и т.д.) входит йод, получаемый из буровых вод путем извлечения органическими растворителями, например, амиловым спиртом.
 - а) Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой равен 230. Вычислите концентрацию йода в воде, если 250 мл амилового спирта, содержащих 10 г/л йода, взболтать с 1 л воды.
 - б) Вычислите количество йода, перешедшего в водный слой после взбалтывания 1 л воды с 400 мл амилового спирта, содержавшего 2,5 г йода. Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой равен 230 (задача № 10 стр. 319 [2]).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Сформулируйте закон распределения Нернста.
2. Что такое коэффициент распределения? Каков его физический смысл? Какие факторы влияют на величину коэффициента распределения?
3. Какой процесс называют экстракцией? Каковы условия наиболее эффективного проведения процесса экстракции.

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
**«Определение коэффициента распределения третьего компонента
 между двумя несмешивающимися жидкостями»**

1. В три пронумерованные делительные воронки (или плоскодонные колбы) на 50 мл налить пипеткой по 10 мл водных растворов уксусной кислоты, начиная с раствора самой малой концентрации.
2. Под тягой в каждую делительную воронку налить с помощью пипетки с грушей по 10 мл диэтилового эфира (или бутанола).
3. Плотнo закрыть делительные воронки (или колбы) притертыми пробками и встряхивать в течение 15 – 20 минут.
4. После встряхивания делительные воронки укрепить держателями в штативе и оставить до полного расслоения жидкостей.
5. Оттитровать исходные растворы уксусной кислоты, начиная анализ с самого разбавленного раствора. Для этого в три пронумерованные конические колбочки влить по 1 мл исходных растворов, добавить 2-3 капли раствора фенолфталеина и титровать 0,05н раствором NaOH до появления не исчезающей малиновой окраски. Записать полученный эквивалентный объём раствора щёлочи (V_1) в таблицу.
6. Отобрать из нижнего водного слоя, не нарушая установившегося равновесия, по 1 мл пробы и титровать 0,05н раствором NaOH в присутствии фенолфталеина, как и в случае исходных растворов, начиная с самого разбавленного раствора. Записать полученный эквивалентный объём раствора щёлочи (V_2) в таблицу.
7. Рассчитать и записать в таблицу полученные значения концентраций уксусной кислоты в исходном ($C_{исх}$) и равновесном ($C_{водн}$) водном растворах.
8. Количество кислоты в эфирном (бутанольном) слое определить по разности между количеством её в исходном растворе и водном слое. Рассчитать концентрацию CH_3COOH в эфирном (бутанольном) слое ($C_{бут}$) и занести в таблицу.

№ колбы	V_1	$C_{исх}$	V_2	$C_{водн}$	$C_{бут}$
1					
2					
3					

9. Рассчитать значение коэффициента распределения уксусной кислоты по формулам:

$$K = \frac{C_{водн}}{C_{бут}} \qquad K = \frac{C_{водн}}{\sqrt{C_{бут}}} \qquad K = \frac{C_{водн}^2}{C_{бут}}$$

10. Сделать вывод о состоянии уксусной кислоты в эфирном (бутанольном) слое, допуская при этом, что в водном слое слабая уксусная кислота

практически не диссоциирует.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 110 – 113.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 80 – 82.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №11

ТЕМА: Основы химической термодинамики. Термодинамика химического равновесия. Фазовые равновесия. **Контрольная работа №1**

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Подвести итог самостоятельной работы и проверить уровень усвоения материала по изученным темам.
2. Проконтролировать умения и навыки применения теоретических знаний для решения задач.

К контрольной работе допускаются студенты, не имеющие задолженностей по занятиям № 1-10.

К занятию необходимо:

1. ПОДГОТОВИТЬСЯ к ответам на следующие программные вопросы:

1. Предмет и методы термодинамики. Основные понятия и определения: система, типы систем, состояние системы, параметр состояния, процессы (виды процессов), функции состояния и функции процесса.
2. Внутренняя энергия системы. От каких факторов, почему и как зависит её величина? Работа и теплота как формы передачи энергии. Полезная работа и работа расширения.
3. Первое начало (первый закон) термодинамики. Формулировки и математическое выражение первого закона. Энтальпия. Энтальпийные диаграммы.
4. Изохорная и изобарная теплоты процесса и соотношение между ними. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ и их использование в термохимических расчетах. Показать на примере конкретной реакции.
5. Термохимия. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ и их использование в термохимических расчетах. Теплоты нейтрализации, растворения, гидратации.

6. Тепловой эффект химической реакции. Расчёт тепловых эффектов по стандартным энтальпиям образования и сгорания веществ. Зависимость теплоты процесса от температуры, уравнение Кирхгофа и его анализ.
7. Второе начало (второй закон) термодинамики. Формулировки и математическое выражение второго закона термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы.
8. Энтропия, её физический смысл. Изменение энтропии в изолированных системах, при изотермических процессах и изменении температуры.
9. Статистический характер второго начала термодинамики. Связь энтропии с термодинамической вероятностью состояния системы. Формула Больцмана. Дать пояснение понятию «термодинамическая вероятность».
10. Третье начало термодинамики. Понятие абсолютной энтропии. Стандартная энтропия. Использование стандартных энтропий веществ для определения изменения энтропии реакции. Привести пример.
11. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса; связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Стандартная энергия Гиббса образования веществ, её применение в расчётах. Максимальная работа и максимальная полезная работа процесса. Понятие о химическом потенциале.
12. Обратимые и необратимые химические реакции. Термодинамические и кинетические характеристики состояния химического равновесия. Константа химического равновесия и способы её выражения. Уравнение изотермы химической реакции и его анализ.
13. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Показать на конкретном примере влияние различных факторов на смещение равновесия. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений, и их связь с принципом Ле-Шателье-Брауна.
14. Константа химического равновесия. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин. Влияние различных факторов на смещение химического равновесия. Примеры.
15. Понятие фазового равновесия. Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие вещества, компоненты. Число независимых компонентов и число степеней свободы. Пояснить данные понятия на примерах. Правило фаз Гиббса.
16. Фазовые превращения и равновесия: испарение, сублимация, плавление, изменение аллотропной модификации. Уравнение Клапейрона и Клапейрона-Клаузиуса. Проанализировать данные уравнения применительно к процессам плавления и испарения. Связь данных уравнений с принципом Ле-Шателье-Брауна.
17. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды как пример диаграмм состояния однокомпонентных систем. Использование правила

- фаз Гиббса для анализа диаграмм состояния.
18. Двухкомпонентные (бинарные) системы. Понятие о физико-химическом анализе. Термический анализ. Кривые охлаждения. Диаграмма плавления бинарных систем с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии (диаграмма с простой эвтектикой). Использование правила фаз Гиббса для анализа диаграмм состояния. Использование данного типа диаграмм в фармации.
 19. Растворимость жидкостей в жидкостях. Классификация жидкостей по взаимной растворимости. Идеальные растворы. Закон Рауля. Диаграммы «давление пара – состав» и «температура кипения – состав» для идеальных растворов и их анализ. Первый закон Коновалова.
 20. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Причины отклонений от закона Рауля. Типы диаграмм «давление пара – состав», «температура кипения – состав» для реальных растворов. Азеотропы. Второй закон Коновалова.
 21. Идеальные растворы. Закон Рауля. Диаграммы «давление пара – состав» и «температура кипения – состав» для идеальных растворов и их анализ. На чём основаны и в чём суть простой и фракционной перегонки? Понятие о ректификации.
 22. Ограниченно растворимые жидкости. Верхняя и нижняя критические температуры растворения. Анализ диаграммы ограниченно растворимых жидкостей с верхней критической температурой растворения. Правило рычага.
 23. Взаимонерастворимые жидкости. Давление пара над смесью таких жидкостей. Теоретические основы и сущность перегонки с водяным паром. Использование перегонки с водяным паром в фармации.
 24. Трехкомпонентные системы. Закон Нернста для распределения третьего вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения. Экстракция. Принципы получения настоек, отваров.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Давление пара дихлорметана при $24,1^{\circ}\text{C}$ равно 53400 Па, а его энтальпия испарения равна 28,7 кДж/моль. Рассчитайте температуру, при которой давление пара будет равно 66660 Па (задача № 2 стр. 64 [2]).
2. Рассчитайте число степеней свободы в закрытой двухкомпонентной системе, если в равновесии находится расплав с кристаллами одного из компонентов (задача № 5 стр. 64 [2]).
3. 1 л водного раствора содержит 0,3 г йода. Определите массу йода, оставшегося в водном растворе, если экстракцию производить однократно 50

мл амилового спирта и если экстракцию производить пятикратно порциями по 10 мл амилового спирта. Коэффициент распределения йода между амиловым спиртом и водой равен 230 (задача № 8 стр. 84 [2]).

4. В состав мазей, применяемых для лечения кожных заболеваний (чесотка, псориаз и др.), входит осажденная сера, полученная путем специальной обработки ромбической и моноклинической серы. Температура превращения моноклинической серы в ромбическую при $1,01 \cdot 10^5$ Па равна 368,4 К. Удельная теплота данного полиморфного превращения равна $13060 \frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$. Значение $\frac{dT}{dp} = 3,99 \cdot 10^{-9} \frac{\text{К}}{\text{Па}}$. Найдите разность удельных объемов моноклинической и ромбической серы (задача № 6 стр. 318 [2]).

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 13 – 74, 85 – 113.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 9 – 82.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №12

ТЕМА: Термодинамика растворов неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Расчет понижения температур кристаллизации, повышения температур кипения и осмотического давления растворов.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Водные растворы неорганических и органических соединений, часть из которых являются электролитами, составляют основу важнейших биологических жидкостей. Законы, описывающие поведение и коллигативные свойства растворов (температура кипения, температура замерзания растворов, давление пара над растворами, осмотическое давление), справедливы и для растворов биологически активных веществ. Эти свойства зависят только от полной концентрации растворенного вещества в растворе и не зависят от его природы.

Наиболее значимы для биологии и медицины осмотические явления. Обусловлено это тем, что перемещение питательных веществ и продуктов обмена происходит прежде всего посредством диффузии и осмоса. Благодаря осмосу регулируется поступление воды в клетки и межклеточные структуры. Возникающим при этом осмотическим давлением обеспечивается упругость клеток (тургор), эластичность тканей, водно-солевой обмен и др. Все это необходимо для нормального течения разнообразных физических и химических процессов в организме: реакций гидролиза, окисления,

гидратации, диссоциации и т.п. Этим объясняется постоянство осмотического давления (осмотический гомеостаз или изоосмия) крови и других биологических жидкостей. Осмотическое давление крови у человека поддерживается на уровне 740-780 кПа.

Лекарственные препараты, вводимые парентерально, должны быть изотоничны биосредам (кроме тех случаев, когда с терапевтическими целями вводят заведомо гипертонические растворы - например, 25% раствор сульфата магния при гипертонических кризах). Введение гипотонических растворов может привести к разрушению оболочек эритроцитов и выходу гемоглобина в плазму (гемолиз). Обязательно изотонируют глазные капли. Все растворы, используемые в качестве кровезаменителей, являются также изотоничными крови. С помощью лекарственных препаратов можно изменить локально осмотическое давление. Это используется для усиления мочевыделения при острых отравлениях, при острой почечной недостаточности, при различных отеках. С изменением осмотического давления связано и действие солевых слабительных препаратов.

Криометрия является ценным методом физико-химических исследований, позволяющим определять относительную молекулярную массу, осмотическую концентрацию, осмотическое давление, константу и степень ионизации, изотонический коэффициент электролитов. Благодаря этому криометрический метод часто используется для изучения биологических жидкостей ботаниками, физиологами, биохимиками, фармакологами, технологами и специалистами других специальностей.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Расширить, обобщить и закрепить знания коллигативных свойств растворов неэлектролитов и электролитов и их значения для биологических систем.
2. Уяснить термодинамическую сущность растворения газов в жидкостях.
3. Научиться решать основные типы задач на коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Коллигативные свойства растворов: относительное понижение давления насыщенного пара раствора, понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения и осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их связь с теплотой кипения и плавления растворителя.

Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.

Криометрический, эбулиометрический и осмометрический методы

определения молярных масс, изотонического коэффициента.

Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Уравнение Сеченова.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Найдите кажущуюся степень диссоциации HNO_3 в водном растворе, содержащем 0,32 г кислоты в 100 г воды, если температура замерзания раствора равна 273,02 К. (задача № 1 стр. 96 [2])
2. Температура плавления фенола равна 313 К. Раствор, содержащий 0,172 г ацетанилида ($\text{C}_8\text{H}_9\text{ON}$) в 12,54 г фенола, замерзает при 312,25 К. Вычислите криоскопическую постоянную фенола и его молярную теплоту плавления. (задача № 3 стр. 96 [2])
3. Вычислите давление пара эфира над 3%-ным раствором анилина в диэтиловом эфире при 293,15 К. Давление насыщенного пара чистого эфира при этой температуре равно 58,982 кПа. (задача № 4 стр. 96 [2])
4. К 15,401 г бензола, температура кристаллизации которого 278,55 К, прибавлено 3,747 г раствора фосфора в бензоле, насыщенного при 291,15 К. Температура замерзания этой смеси оказалась равной 278,305 К. Считая, что молекула фосфора, растворенного в бензоле, состоит из четырех атомов, вычислите растворимость фосфора в бензоле при 291,15 К (выразить в г на 100г раствора). Криоскопическую постоянную бензола принять равной $5,13 \frac{\text{К} \cdot \text{кг}}{\text{моль}}$. (задача № 7 стр. 97 [2])
5. Давление пара над водным раствором тростникового сахара составляет 98,88% от давления насыщенного пара над чистой водой. Вычислите температуру кипения и осмотическое давление этого раствора при 298 К; плотность раствора равна 1 г/см³. (задача № 9 стр. 97 [2])
6. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 7,308 г хлорида натрия в 250 г воды, если при 291 К осмотическое давление этого раствора равно $2107,7 \cdot 10^3$ Па, плотность раствора равна $1 \cdot 10^3$ кг/м³, $\Delta H_{\text{пл}}(\text{H}_2\text{O}) = 333,48 \cdot 10^3$ Дж/кг. (задача № 10 стр. 97 [2])
7. Применяемую при лечении сердечной недостаточности и других заболеваний камфору ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$) получают из камфорного дерева. В зависимости от степени чистоты получаемой камфоры среднее значение её молярной массы может изменяться. Для установления молярной массы 0,2242 г камфоры, полученной из пихтового масла, растворили в 3,055 г бензола. Температура замерзания этого раствора составила 278,254 К, температура кристаллизации чистого бензола равна 278,5 К. Соответ-

ствует ли молярная масса полученной камфоры формуле $C_{10}H_{16}O$? Криоскопическая постоянная бензола равна $5,16 \frac{K \cdot kg}{моль}$. (задача № 12 стр. 319 [2])

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Какие свойства растворов называют коллигативными?
2. Дать пояснение понятиям «насыщенный пар» и «давление насыщенного пара». Указать и объяснить причину понижения давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего вещества. Как математически описывается данное свойство?
3. Объяснить, почему раствор нелетучего вещества закипает при более высокой температуре, чем чистый растворитель. Как можно рассчитать повышение температуры кипения раствора нелетучего неэлектролита? Каков физический смысл эбуллиоскопической постоянной? Как она связана с теплотой испарения растворителя?
4. Объяснить, почему раствор нелетучего вещества начинает кристаллизоваться при более низкой температуре, чем чистый растворитель. Как можно рассчитать понижение температуры кристаллизации раствора нелетучего неэлектролита? Каков физический смысл криоскопической постоянной? Как она связана с теплотой плавления растворителя?
5. В чем заключается сущность явления осмоса? Самопроизволен ли процесс осмоса? Почему? Какое давление называется осмотическим? Зависит ли осмотическое давление от природы растворенного вещества? Привести примеры природных осмотических явлений. Какие растворы называют изо-, гипо- и гипертоническими? Что произойдет с клеткой в гипо- и гипертонических растворах? Записать математическое выражение закона Вант-Гоффа, проанализировать его.
6. Для каких растворов строго соблюдаются приведенные математические зависимости? Почему коллигативные свойства растворов электролитов отклоняются от законов Вант-Гоффа и Рауля?
7. Каков физический смысл изотонического коэффициента? Какие значения он может принимать? Какова связь изотонического коэффициента со степенью ионизации электролита?
8. В чём заключается сущность определения молярной массы растворённого вещества эбуллиоскопическим, криоскопическим и осмометрическими методами?
9. От каких факторов зависит растворимость газов в жидкостях? Какова термодинамика данного процесса?
10. В чём заключается сущность закона Генри?
11. Как влияет на растворимость газов присутствие в растворе электролитов? Записать и проанализировать уравнение Сеченова.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 68 – 84.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 87 – 99.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №13

ТЕМА: Термодинамика растворов электролитов. Буферные растворы.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Биологические жидкости и ткани содержат много различных слабых и сильных электролитов: NaCl , KCl , HCl , CaCl_2 , KH_2PO_4 , NaHCO_3 и др. Наличием электролитов определяется осмотическое давление биологических жидкостей организма и поддерживается постоянный ионный гомеостаз. Электролиты влияют на растворимость биологических ВМС. Присутствием электролитов обусловлена электрическая проводимость жидкостей и тканей организма (проведение нервных импульсов, сокращение сердца, движение скелетных мышц и др.). Скорость многих биохимических реакций в значительной мере зависит от природы и концентрации присутствующих в биосредах ионов. Действие многих лекарственных средств связано с их кислотно-щелочными свойствами, что необходимо учитывать при решении вопроса о допустимости одновременного назначения лекарств при лечении.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Развить, углубить и закрепить знания о равновесиях в водных растворах электролитов.
2. Изучить теоретические основы буферных систем и механизм поддержания кислотно-основного равновесия в организме.
3. Научиться приготавливать буферные растворы с заданными значениями pH, определять буферную ёмкость буферных растворов по кислоте и по щелочи, изучить влияние разбавления и добавления сильных кислот и щелочей на величину pH буферных растворов.
4. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Понятие об ионной атмосфере. Активность ионов и её связь с концентрацией. Коэффициент активности и зависимость его величины от общей концентрации

электролитов в растворе. Ионная сила раствора. Правило ионной силы. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора.

Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель как мера активной реакции среды. Эмпирическая шкала активной реакции шкалы.

Буферные системы и растворы, состав и механизм действия. Расчет pH буферных растворов. Ацетатный, фосфатный, аммиачный, водородкарбонатный, гемоглобиновый буферы. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Рассчитайте ионную силу раствора «Трисоль», применяемого в медицинской практике в качестве плазмозамещающего раствора, учитывая его пропись: натрия хлорид – 0,5 г, калия хлорид – 0,1 г, натрия гидрокарбонат – 0,4 г, вода для инъекций – до 100 мл (задача № 13 стр. 319 [2]).
2. Смешали 10 мл 0,001 М раствора CH_3COOH и 5 мл 0,002 М раствора CH_3COONa . Вычислите pH полученного буферного раствора (задача № 5 стр. 114 [2]).
3. В каком объёмном соотношении необходимо смешать 0,001 М растворы CH_3COOH и CH_3COONa , чтобы получить буферный раствор с $\text{pH} = 5,7$, если $K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ (задача № 6 стр. 115 [2]).
4. Имеется один литр 0,1 М раствора уксусной кислоты при 25°C. Сколько граммов CH_3COONa надо добавить в этот раствор, чтобы повысить pH до 4,5, считая, что объем раствора при этом не изменится. $K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ (задача № 7 стр. 115 [2]).
5. К 100 мл крови для изменения pH от 7,36 до 7,0 надо добавить 36 мл 0,05 М раствора HCl . Рассчитайте буферную ёмкость крови по кислоте (задача № 15 стр. 319 [2]).
6. Рассчитайте pH фосфатного буферного раствора, полученного смешиванием 200 мл 0,01 М Na_2HPO_4 и 800 мл 0,002 М NaH_2PO_4 . ($K_{a(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = 6,2 \cdot 10^{-8}$)
7. Рассчитать, какие объёмы 0,1 М раствора Na_2HPO_4 и 0,15 М раствора NaH_2PO_4 необходимо смешать, чтобы приготовить 500 мл буферного раствора с $\text{pH} = 7,4$. ($K_{a(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = 6,2 \cdot 10^{-8}$)

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Какие вещества называются электролитами?
2. В чём отличия сильных и слабых электролитов?
3. Каковы основные положения теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля?
4. Что понимают под активностью?
5. Какие факторы влияют на величину коэффициента активности?
6. Какую величину обозначают K_w и каков её смысл?
7. Что понимают под общей, активной и потенциальной кислотностью (щёлочностью)?
8. Дать определение понятию кислотно-основного буферного раствора.
9. Как можно классифицировать буферные системы?
10. Указать состав и объяснить механизм действия ацетатного буферного раствора. Как рассчитать pH данного буфера?
11. Указать состав и объяснить механизм действия гидрокарбонатного буферного раствора. Как рассчитать pH данного буфера?
12. Указать состав и объяснить механизм действия фосфатного буферного раствора. Как рассчитать pH данного буфера?
13. Указать состав и объяснить механизм действия аммиачного буферного раствора. Как рассчитать pH данного буфера?
14. Какие главные буферные системы функционируют в крови человека? Каков механизм их буферного действия?
15. Каков физический смысл буферной ёмкости? От каких факторов она зависит?

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Свойства буферных растворов»

Опыт 1. Приготовление буферных растворов

1. В 9 одинаковых по толщине пробирок налить растворы уксусной кислоты и ацетата натрия в объёмных соотношениях, указанных в таблице.

	Объёмы растворов, мл								
0,1М CH_3COOH	9	8	7	6	5	4	3	2	1
0,1М CH_3COONa	1	2	3	4	5	6	7	8	9
pH(расч.)									
pH(опыт.)									
Номера пробирок	1	2	3	4	5	6	7	8	9

2. Добавить в каждую пробирку по 3 капли универсального индикатора и хорошо перемешать.

3. Сравнить окраску приготовленных буферных растворов с цветной шкалой для универсального индикатора или с заранее приготовленными эталонами для универсального индикатора. Значения pH буферных растворов записать в таблицу (pH(опыт.)).
4. Рассчитать значения pH растворов для каждой пробирки и записать их в таблицу (pH(расч.)).

Опыт 2. Влияние разбавления на pH буферного раствора

1. В отдельной пробирке приготовить буферный раствор, состоящий из 5 мл 0,1 М раствора CH_3COOH и 5 мл 0,1 М раствора CH_3COONa .
2. 2 мл приготовленного раствора перенести в другую пробирку и добавить к ней 6 мл дистиллированной воды.
3. В обе пробирки прибавить по 2 капли раствора метилового красного и перемешать. Сравнить окраску растворов в пробирках. Сделать вывод о влиянии разбавления на pH буферного раствора.

Опыт 3. Определение буферной ёмкости растворов

1. В конической колбе смешать 5 мл 0,02 М раствора Na_2HPO_4 и 5 мл 0,02 М раствора NaH_2PO_4 (pH данного буферного раствора равен 6,8).
2. Прибавить в колбу 2 капли раствора фенолфталеина и титровать 0,01 М раствором NaOH до появления малиновой окраски, наступающей при pH = 8,5.
3. Рассчитать буферную ёмкость раствора по основанию:

$$\beta_o = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_6 \cdot \Delta \text{pH}} = \frac{C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_6 \cdot (8,5 - 6,8)}$$

4. В другой колбе приготовить такой же буферный раствор и посредством титрования 0,01 М раствором HCl в присутствии 2 капель раствора метилового красного до появления розовой окраски при pH = 5,1 получить данные, необходимые для расчета буферной ёмкости по кислоте:

$$\beta_k = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_6 \cdot \Delta \text{pH}} = \frac{C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_6 \cdot (6,8 - 5,1)}$$

5. Сопоставив буферные ёмкости по кислоте и по основанию, сделать соответствующий вывод.
6. Аналогичным образом, используя 0,1 М растворы HCl и NaOH , определить буферную ёмкость по кислоте и основанию буферного раствора, полученного смешением 2 мл 0,2 М раствора Na_2HPO_4 и 2 мл 0,2 М раствора NaH_2PO_4 .
7. Сделать вывод о влиянии разбавления на величину буферной ёмкости. Данные занести в таблицу.

Состав буферного раствора	Объёмы растворов, мл			
	0,01M HCl	0,01M NaOH	0,1M HCl	0,1M NaOH
5 мл 0,02M Na_2HPO_4 и 5 мл 0,02M NaH_2PO_4				
2 мл 0,2 M Na_2HPO_4 и 2 мл 0,2 M NaH_2PO_4				
Буферная ёмкость по кислоте				
Буферная ёмкость по основанию				

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 114 – 138.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 100 – 118.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №14

ТЕМА: Электрохимия. Электропроводность растворов электролитов. Кондуктометрия. Построение кривых кондуктометрического титрования. Расчет электропроводности растворов, степени и константы ионизации слабого электролита.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Кондуктометрия является одним из методов физико-химического анализа и основана на измерении электропроводности изучаемых объектов – проводников электричества второго рода. Кондуктометрия применяется для:

- определения общей концентрации электролитов при контроле качества питьевой воды, вод минеральных источников;
- определения содержания кислот и щелочей в различных жидкостях и при анализе некоторых лекарственных веществ кислотного и основного характера;
- измерения констант ионизации и степени ионизации биологически активных электролитов, растворимости малорастворимых лекарственных веществ, электролитов по своей природе;
- изучения проницаемости биологических мембран по отношению к электролитам.

Биологические жидкости и ткани организма человека и животных обладают различной электрической проводимостью. Хорошо проводят элек-

трический ток кровь, лимфа, мышечная ткань, т.к. они содержат относительно большие концентрации высокоподвижных ионов. Кожа, сухожилия являются плохими проводниками электрического тока. При различной патологии электрическая проводимость биологических жидкостей и тканей изменяется, что можно использовать в диагностике заболеваний.

Некоторые физико-терапевтические методы лечения (электрофорез, диатермия, гальванизация и др.) также основаны на явлении электропроводимости тканей.

Кондуктометрическое титрование очень удобно при титровании мутных и окрашенных жидкостей, где нельзя провести обычное титрование с применением индикатора. Его используют при анализе комбинированных лекарственных препаратов, представляющих многокомпонентные системы.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Закрепить и углубить знания по электрической проводимости растворов электролитов, приобретенные при изучении курса общей химии.
2. Изучить сущность кондуктометрических измерений и возможности применения метода в фармацевтическом анализе.
3. Приобрести умения построения кривых кондуктометрического титрования и определения на их основании точки эквивалентности и концентрации анализируемого вещества.
4. Закрепить и развить практические навыки титриметрического анализа и графического метода обработки экспериментальных данных.
5. Научиться решать задачи по данной теме.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Проводники первого и второго рода. Удельная, молярная электрическая проводимость растворов электролитов; их изменение с разведением раствора. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша. Электропроводность неводных растворов. Скорость движения и подвижность ионов.

Кондуктометрия, кондуктометрическое определение степени и константы ионизации слабого электролита, коэффициента электропроводности сильного электролита, растворимости мало растворимых электролитов. Кондуктометрическое титрование.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Определите предельную эквивалентную электрическую проводимость раствора LiBr, если λ_{∞} для Li_2SO_4 , KBr, K_2SO_4 соответственно равны:

- $1,185 \cdot 10^{-2}$, $1,519 \cdot 10^{-2}$, $1,533 \cdot 10^{-2} \frac{\text{См} \cdot \text{м}^2}{\text{моль}}$ (задача № 1 стр. 129 [2]).
2. Эквивалентная электропроводность бесконечно разбавленных растворов KCl, KNO₃ и AgNO₃ при 25°C равна, соответственно, 149,9, 145,0 и 133,4 $\frac{\text{См} \cdot \text{см}^2}{\text{моль}}$. Какова эквивалентная электропроводность бесконечно разбавленного раствора AgCl при 25°C? (задача № 2 стр. 129 [2])
 3. При 291 К удельная электрическая проводимость насыщенного раствора хлорида серебра равна $1,374 \cdot 10^{-4} \frac{\text{См}}{\text{м}}$, удельная электрическая проводимость чистой воды при тех же условиях равна $4,0 \cdot 10^{-6} \frac{\text{См}}{\text{м}}$. Вычислите молярную концентрацию AgCl в насыщенном растворе и K_s(AgCl) (задача № 3 стр. 130 [2]).
 4. При 291 К удельная электрическая проводимость сульфата бария равна $2,623 \cdot 10^{-4} \frac{\text{См}}{\text{м}}$, удельная электрическая проводимость чистой воды, определенная при тех же условиях, равна $4,0 \cdot 10^{-6} \frac{\text{См}}{\text{м}}$. Вычислите молярную концентрацию BaSO₄ в насыщенном растворе и K_s(BaSO₄) (задача № 4 стр. 130 [2]).
 5. Константа диссоциации NH₃·H₂O равна $1,79 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте молярную концентрацию NH₃·H₂O в растворе, при которой степень диссоциации основания будет равна 1%, и молярную электропроводность раствора NH₃·H₂O при этой концентрации (задача № 5 стр. 130 [2]).
 6. Молярная электропроводность $1,59 \cdot 10^{-2}$ М раствора уксусной кислоты при 25°C равна $12,77 \frac{\text{См} \cdot \text{см}^2}{\text{моль}}$. Рассчитайте константу диссоциации уксусной кислоты и pH данного раствора (задача № 6 стр. 130 [2]).
 7. Сопротивление 0,1 М раствора KCl при 298 К равно 32,55 Ом. Сопротивление сыворотки крови, измеренное при той же температуре и в той же кондуктометрической ячейке, равно 40,4 Ом. Вычислите удельную электрическую проводимость сыворотки крови, если κ указанного раствора KCl равна $0,1288 \frac{\text{См}}{\text{м}}$ (задача № 16 стр. 319 [2]).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Что понимают под электрической проводимостью веществ? Чем отличается электрическая проводимость проводников второго рода от проводников первого рода?
2. Каков физический смысл удельной электрической проводимости? От ка-

- ких факторов она зависит? Какова зависимость удельной электропроводимости от концентрации? Объясните эту зависимость.
3. Какие ионы обладают аномально высокой электрической проводимостью? В чём причина данного явления?
 4. Что называют молярной (эквивалентной) электрической проводимостью? Как изменяется её величина при разбавлении раствора в случае слабых и сильных электролитов?
 5. В чём заключается физический смысл эквивалентной электрической проводимости при бесконечном разбавлении? Сформулировать и записать закон независимого движения ионов Кольрауша.
 6. Что такое кондуктометрия? Можно ли при определении электрической проводимости пользоваться постоянным током или переменным током городской частоты?
 7. Определение каких величин можно осуществить путем измерения электрической проводимости растворов?
 8. В чём состоит сущность определения степени и константы диссоциации слабого электролита методом кондуктометрии?
 9. В чём состоит сущность определения растворимости и константы растворимости слабого электролита методом кондуктометрии?
 10. Как проводится кондуктометрическое титрование? В каких случаях выполнение кондуктометрического титрования возможно, а обычные методы объемного анализа неприменимы?
 11. Нарисовать и объяснить характер кривых кондуктометрического титрования щёлочью сильной и слабой кислот и их смеси? Как определить эквивалентный объём титранта в этих случаях?
 12. Как определять точку эквивалентности, если кондуктометрическая кривая имеет нечеткий ход?

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 139 – 160.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 119 – 132.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №15

ТЕМА: Электродные потенциалы. Классификация электродов. Потенциометрия. Измерение рН потенциометрическим методом. Потенциометрическое титрование.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Граница раздела фаз, на которой сформирован двойной электрический слой, всегда характеризуется тем или иным потенциалом. В тканях организма, даже внутри одной клетки, имеется ряд потенциалов (биопотенциалов), обусловленных морфологической и химической неоднородностью внутреннего содержимого клеток. Измерение биопотенциалов лежит в основе таких ценных диагностических методов, как электрокардиография, электроэнцефалография и др.

Метод определения различных физико-химических величин, основанный на измерении ЭДС (разности потенциалов), называется потенциометрическим. Потенциометрические измерения производят при определении рН растворов, констант равновесия, ионного произведения воды, растворимости труднорастворимых солей, термодинамических характеристик обратимых электрохимических реакций, при проведении потенциометрического титрования. В фармации потенциометрическим методом определяют рН растворов, путем кислотно-основного потенциометрического титрования количественно определяют концентрации действующих компонентов в лекарственных препаратах (барбитураты, фенолы, алкалоиды и др.). Потенциометрия – незаменимый во многих случаях метод определения концентрации физиологически активных ионов (H_3O^+ , K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ , Cl^- , Br^- , I^- и др.) в биологических жидкостях (крови, спинно-мозговой жидкости и др.) и тканях организма.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Сформировать представление о механизмах возникновения электродных потенциалов и потенциометрическом методе исследования.
2. Научиться применять теоретические знания при решении задач по данной теме.
3. Освоить метод потенциометрического определения рН и приобрести навыки проведения потенциометрического титрования.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Электродные потенциалы. Механизм возникновения двойного электрического слоя на границе металл-раствор. Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Хлорсеребряный электрод как представитель электродов второго рода. Ионоселективные электроды, стеклянный электрод. Применение в биологии, медицине, фармации.

Гальванические элементы: химические и концентрационные. Расчет ЭДС гальванических элементов.

Потенциометрия, потенциометрический метод измерения рН. Потенциометрическое титрование. Значение этих методов в фармацевтической практике.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Определите константу равновесия реакции $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$, используя приведенные значения стандартных электродных потенциалов $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$, $\varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$ (задача № 1 стр. 154 [2]).
2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из водородного электрода при рН раствора 3,5, и насыщенного каломельного электрода при 298 К? (задача № 4 стр. 154 [2])
3. Вычислите константу растворимости $K_s(\text{AgI})$ при 298 К, если электродный потенциал серебряного электрода, погруженного в насыщенный раствор AgI , равен 0,325 В, а $\varphi^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 \text{ В}$ (задача № 5 стр. 154 [2]).
4. Для измерения рН сока поджелудочной железы была составлена гальваническая цепь из водородного и насыщенного каломельного электродов. Измеренное при 303 К ЭДС составила 707 мВ. Вычислите рН сока поджелудочной железы и приведите схему гальванической цепи (задача № 17 стр. 320 [2]).
5. Для определения рН желчи (из желчного пузыря) была составлена гальваническая цепь из водородного и хлорсеребряного электродов, ЭДС которой оказалась равной 0,577 В при 298 К. Концентрация электролита в электроде сравнения равна 0,01 моль/л, а его стандартный электродный потенциал равен 0,222 В. Определите рН желчи (задача № 18 стр. 320 [2]).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Что называют электродом? Показать механизм возникновения электродного потенциала (разобрать процессы, происходящие при погружении металлической пластинки в воду и раствор соли данного металла).
2. От каких факторов будет зависеть величина электродного потенциала? Понятие стандартного электродного потенциала.
3. Какой электрод принят за международный эталон? Каково его устройство? Чему равен его потенциал, при каких условиях он измеряется?
4. Какова классификация электродов по строению? В чём сущность каждого типа электродов.
5. Каково строение хлорсеребряного электрода? Какой процесс лежит в основе его работы? Как рассчитывается потенциал этого электрода?
6. Какое устройство называется гальваническим элементом? Чем отличается течение реакции в гальваническом элементе от обычной реакции, осуществляемой в обычном сосуде?

7. Что понимают под потенциометрией? Что означает термин «ЭДС»? Как рассчитывается ЭДС гальванического элемента?
8. Как классифицируют электроды по назначению, и какие требования к ним предъявляют?
9. Какие электроды используют при определении pH растворов и константы кислотности слабой кислоты методом потенциометрии?
10. Каково строение стеклянного электрода? Каков механизм возникновения потенциала на этом электроде?
11. В чем преимущества и недостатки метода потенциометрического титрования?
12. Что называется кривой потенциометрического титрования, и как на основании её определить молярную концентрацию исследуемого раствора?

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):

Работа 1: «Измерение pH раствора потенциометрическим методом»

1. Изучить инструкцию к pH-метру.
2. Подключить pH-метр к сети переменного тока и прогреть его в течение 15 минут.
3. Получить у преподавателя исследуемый раствор, pH которого необходимо определить.
4. В стаканчик на 50 мл влить полученный от преподавателя исследуемый раствор, опустить в этот раствор электроды и измерить значение его pH. Записать измеренное значение pH в лабораторный журнал и сообщить результат преподавателю.

Работа 2: «Потенциометрическое титрование»

1. В стаканчик налить 10 мл исследуемого раствора кислоты неизвестной концентрации (по указанию преподавателя), поставить стаканчик на магнитную мешалку, погрузить в раствор электроды и измерить pH.
2. Прилить из бюретки в стаканчик с кислотой 1 мл 0,1 М раствора NaOH и измерить pH.
3. Прибавлять таким же образом по 1 мл раствора щелочи и измерять pH. Когда общий объем прилитого раствора щёлочи достигает 7-8 мл, раствор щелочи следует добавлять по 0,5 мл.
4. При приближении к эквивалентной точке (прилило 9 мл раствора щёлочи) титрование проводить, добавляя по 0,2 мл раствора NaOH до 11 мл.

5. Добавить ещё 4 раза по 0,5 мл и три раза по 3 мл раствора щёлочи и измерить pH.
6. После окончания работы электроды **тщательно промыть** дистиллированной водой и **оставить погруженными в воду**.
7. На основании полученных данных построить кривую потенциометрического титрования кислоты в координатах « $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$ ».
8. Определить эквивалентную точку и по закону эквивалентов вычислить молярную концентрацию эквивалентов кислоты в исходном растворе.

Работа 3: «Определение константы кислотности слабой кислоты методом потенциометрического титрования»

1. В стаканчик налить 10 мл 0,1 М раствора CH_3COOH . Установить стаканчик на магнитную мешалку.
2. Опустить в стакан электроды и титровать уксусную кислоту 0,1 М раствором NaOH (пункты 2 – 6 работы 2).
3. По графику зависимости « $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$ » графически определить pK_a и рассчитать константу кислотности K_a уксусной кислоты ($\text{pH} = \text{pK}_a$, когда объём прилитого раствора щёлочи составляет половину от эквивалентного объёма).

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 160 – 200.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 133 – 157.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №16

ТЕМА: Окислительно-восстановительные потенциалы. Расчёты потенциалов. Определение окислительно-восстановительного потенциала системы.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Поскольку всякая электродная реакция представляет собой реакцию окисления-восстановления, то каждый электрод может быть назван окислительно-восстановительным. Однако окислительно-восстановительными условились называть только такие электроды, металл которых не принимает участия в окислительно-восстановительной реакции, а является только переносчиком электронов, процесс же окисления-восстановления протекает между веществами, находящимися в растворе.

Окислительно-восстановительные процессы в организме осуществляются путем переноса электронов или протонов в присутствии ферментов – оксидаз. Каждый компонент окислительно-восстановительного процесса характеризуется определенным значением окислительно-восстановительного потенциала. Зная значение этих потенциалов для компонентов, участвующих в биохимических окислительно-восстановительных реакциях, можно определить направление и глубину протекания этих процессов. Поэтому знание этого материала необходимо для изучения биохимии и физиологии. Окислительно-восстановительные потенциалы имеют большое значение для количественной и качественной оценки окислительно-восстановительных процессов не только в жизнедеятельности человека, животных и растений, но и в аналитической химии и в технике. На окислительно-восстановительные процессы оказывает влияние среда, в которой протекает процесс.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Уяснить механизм возникновения окислительно-восстановительного потенциала.
2. Научиться рассчитывать окислительно-восстановительные потенциалы систем при различных концентрациях ионов в растворе.
3. Сформировать представления о значении окислительно-восстановительных потенциалов в биологии, фармации, технологии лекарственных форм и т.д.
4. Научиться экспериментально определять окислительно-восстановительные потенциалы систем.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Окислительно-восстановительные потенциалы. Механизм возникновения. Окислительно-восстановительные электроды. Реальный стандартный окислительно-восстановительный потенциал.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Потенциал окислительно-восстановительного электрода в системе (Pt) $\text{FeCl}_3, \text{FeCl}_2$ равен 0,888 В, $\varphi_{(\text{Pt}) \text{FeCl}_3, \text{FeCl}_2}^0 = + 0,77$ В. Рассчитайте соотношение концентраций окисленной и восстановленной форм при 298 К (задача № 6 стр. 154 [2]).
2. Сколько электронов участвует в окислительно-восстановительном процессе, если $\varphi = 0,339$ В, а $\varphi^0 = 0,280$ В и в системе окисленной формы в 10 раз больше, чем восстановленной? (задача № 7 стр. 154 [2])

3. Вычислите константу равновесия реакции, протекающей по уравнению:
 $4\text{FeCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} \rightleftharpoons 4\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$, если $\varphi_{(\text{Pt})\text{FeCl}_3/\text{FeCl}_2}^0 = +0,77 \text{ В}$,
 $\varphi_{((\text{Pt})\text{O}_2, 4\text{H}^+ | 2\text{H}_2\text{O})}^0 = +1,23 \text{ В}$ (задача № 9 стр. 154 [2]).
4. В состав лекарственных препаратов, рекомендуемых для лечения железодефицитной анемии, входят соли железа (II), которые легко окисляются даже на воздухе. Дайте обоснованный ответ, может ли добавляемая в состав лекарственных препаратов аскорбиновая кислота препятствовать их окислению, если $\varphi_{(\text{Pt})\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77 \text{ В}$,
 $\varphi_{\text{дегидроаскорб.к-та}/\text{аскорбиновая к-та}}^0 = 0,14 \text{ В}$ (задача № 19 стр. 320 [2]).
5. В ходе биологического окисления протекает следующая реакция:

$$\text{НАДН} + \text{H}^+ + \text{ФП} \xrightarrow{2e} \text{ФПН}_2 + \text{НАД}^+.$$
 При 298 К и pH = 7,0 окислительно-восстановительный потенциал системы $\text{НАД}^+/\text{НАДН} + \text{H}^+$ равен – 0,32 В, а системы $\text{ФП}/\text{ФПН}_2$ равен – 0,060 В. Найдите величину ΔG^0 реакции (задача № 20 стр. 320 [2]).

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Что является причиной возникновения окислительно-восстановительного потенциала?
2. Какова роль инертного металла в возникновении окислительно-восстановительного потенциала?
3. Что называется стандартным окислительно-восстановительным потенциалом?
4. Как влияет кислотность среды на величину окислительно-восстановительного потенциала? Что такое реальный (мидпойнт) потенциал?
5. Какова математическая зависимость окислительно-восстановительного потенциала от различных факторов?
6. Из каких электродов состоит гальваническая цепь при определении окислительно-восстановительного потенциала?

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):

«Измерение потенциала окислительно-восстановительного электрода»

1. В пронумерованные стаканчики на 50 мл из бюреток налить 0,01М растворы $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в объёмах, указанных в таблице.
2. Изучить методику измерения окислительно-восстановительного потенциала с использованием иономера. Для всех приготовленных растворов

измерить ЭДС гальванического элемента, состоящего из исследуемого окислительно-восстановительного электрода ($\text{Pt} \mid [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}, [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$) и хлорсеребряного электрода.

3. Рассчитать окислительно-восстановительные потенциалы ($\varphi_{\text{опыт.}}$) приготовленных растворов солей с учетом того, что изучаемый окислительно-восстановительный электрод является положительным по отношению к хлорсеребряному электроду.

	Объем растворов, мл				
0,01M $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	2	6	10	14	18
0,01M $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	18	14	10	6	2
E, В					
$\varphi_{\text{опыт.}}$, В					
$\varphi_{\text{теор.}}$, В					
Номер стаканчика	1	2	3	4	5

4. Рассчитать теоретические значения потенциалов. При определении теоретических значений окислительно-восстановительных потенциалов исходить из того, что потенциал электрода в растворе, состоящем из равных количеств окисленной и восстановленной форм системы (третий стаканчик), является стандартным потенциалом изучаемого окислительно-восстановительного электрода. Эту величину стандартного окислительно-восстановительного потенциала подставить в уравнение Петерса и рассчитать теоретические значения потенциалов всех исследуемых растворов ($\varphi_{\text{теор.}}$). Сравнить значения потенциалов, полученных опытным путем, с расчетными (теоретическими) значениями.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 160 – 200.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 133 – 157.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №17

ТЕМА: Свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Буферные растворы. Электрохимия. (*Итоговая проверочная работа №1*)

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Подвести итог самостоятельной работы и выяснить уровень знаний по изученным темам.

2. Проверить умения и навыки применения теоретических знаний для решения задач.

К занятию необходимо:

1. ПОДГОТОВИТЬСЯ к ответам на следующие программные вопросы:

1. Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. Объяснить причину и привести расчёт относительного понижения давления пара растворителя над раствором нелетучего неэлектролита.
2. Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. Объяснить причину и привести расчёт понижения температуры замерзания раствора нелетучего неэлектролита. Физический смысл криоскопической постоянной и связь её с теплотой плавления растворителя. Определение молярной массы криоскопическим методом.
3. Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. Объяснить причину и привести расчёт повышения температуры кипения раствора нелетучего неэлектролита. Физический смысл эбулиоскопической постоянной и связь её с теплотой испарения растворителя.
4. Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. В чём состоит суть осмоса? Понятие осмотического давления, его формулировки и расчёт для разбавленных растворов неэлектролитов. Понятие гипо-, изо- и гипертонических растворов. Определение молярной массы осмометрическим методом.
5. Особенности коллигативных свойств растворов электролитов. Изотонический коэффициент, его физический смысл, связь со степенью диссоциации электролита. Определение изотонического коэффициента.
6. Растворимость газов в жидкостях: суть и термодинамика растворения. Факторы, влияющие на растворение. Закон Генри. Уравнение Сеченова.
7. Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Понятие об ионной атмосфере. Активность ионов и её связь с концентрацией. Коэффициент активности и зависимость его величины от общей концентрации электролитов в растворе. Ионная сила раствора. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора (предельный закон Дебая-Хюккеля).
8. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель как мера активной реакции среды.
9. Буферные системы и растворы. Состав, механизм действия и расчёт pH ацетатного буферного раствора. Буферная емкость и влияющие на нее

- факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.
10. Буферные системы и растворы. Состав, механизм действия и расчёт pH фосфатного буферного раствора. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.
 11. Буферные системы и растворы. Состав, механизм действия и расчёт pH гидрокарбонатного буферного раствора. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.
 12. Буферные системы и растворы. Состав, механизм действия и расчёт pH аммиачного буферного раствора. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.
 13. Буферные системы и растворы. Состав, механизм действия и расчёт pH гемоглобинового буферного раствора. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.
 14. Понятие электрической проводимости. Проводники первого и второго рода. Удельная электрическая проводимость растворов, и факторы, от которых она зависит. Эстафетная проводимость растворов кислот и щелочей. Электропроводность неводных растворов.
 15. Молярная электрическая проводимость растворов электролитов. Зависимость молярной электропроводности от разбавления раствора. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Скорость движения и подвижность ионов. Закон Кольрауша.
 16. Кондуктометрия. Кондуктометрическое определение степени и константы ионизации слабого электролита, коэффициента электропроводности сильного электролита, растворимости малорастворимых электролитов.
 17. Кондуктометрия. Привести кривые кондуктометрического титрования сильной и слабой кислот и их смеси и объяснить их вид.
 18. Понятие электрода. Механизм возникновения двойного электрического слоя и потенциала на границе «металл – раствор». Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы.
 19. Понятие электрода. Классификация электродов. Водородный электрод как представитель электродов первого рода: его устройство, принцип работы и расчёт потенциала. Стандартный водородный электрод.
 20. Понятие электрода. Классификация электродов. Хлорсеребряный электрод как представитель электродов второго рода: его устройство, принцип работы и расчёт потенциала.
 21. Понятие электрода. Классификация электродов. Окислительно-восстановительные электроды. Механизм возникновения окислительно-восстановительного потенциала. Стандартный и реальный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Петерса.
 22. Понятие электрода. Классификация электродов. Ионоселективные электроды. Принцип работы стеклянного электрода, его применение в биологии, медицине, фармации.

23. Гальванические элементы: химические и концентрационные. Расчет электродвижущей силы гальванических элементов. Связь электродвижущей силы с изменением энергии Гиббса электрохимической реакции.
24. Потенциометрия. Классификация электродов по назначению и требования, предъявляемые к ним. Потенциометрический метод измерения рН, потенциометрическое титрование (на примере лабораторной работы). Значение метода в фармации.

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 68 – 82, 114 – 200.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 87 – 157.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №18

ТЕМА: Химическая кинетика и катализ. Основные понятия. Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка. Расчёты по кинетическим уравнениям для необратимых реакций нулевого, первого и второго порядков.

ЗНАЧИМОСТЬ ТЕМЫ: Химическая кинетика, экспериментально и теоретически, исследуя фактические скорости химических реакций, их зависимость от различных факторов, дополняет термодинамику и позволяет определять пути реализации возможности самопроизвольного протекания химических превращений. Уравнения химической кинетики служат основой для расчетов технологических процессов и аппаратуры в химической промышленности, а также для установления механизма химических реакций. Познав механизм реакции, можно управлять ею, получая наибольшее количество интересующего продукта. Следовательно, химическая кинетика как раздел химической науки непосредственно связана с задачами практики (химической технологией): интенсификацией производства, повышением выхода продукта и улучшением его качества. Экспериментально скорость химических реакций изучают различными методами: химическим анализом систем через определенные промежутки времени, физическими методами контроля (например, электрической проводимости, изменения угла вращения поляризации, объема выделяющихся газов и т. д.). Кинетические методы исследования успешно применяются не только в химии, но и в физике, медицине, металлургии, пищевой, текстильной промышленности и т. д. Большое значение имеет кинетика и для фармации. Действие различных ле-

карственных веществ обусловлено скоростью реакций, протекающих в организме. При хранении лекарственных препаратов могут протекать различные реакции, скорость которых определяет срок годности лекарств. Таким образом, химическая кинетика является существенным фактором дальнейшего совершенствования различных областей науки и многих отраслей народного хозяйства.

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Расширить, углубить и закрепить знания основных понятий химической кинетики, приобретенные при изучении курса общей химии.
2. Сформировать теоретические основы для оценки влияния различных факторов на скорость реакции.
3. Развивать навыки использования расчетных средств и работы со справочной литературой.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы:

Предмет химической кинетики и её значение для фармации. Основные понятия. Реакции простые (одностадийные) и сложные (многостадийные), гомогенные и гетерогенные. Скорость химических реакций и методы ее измерения. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс для скорости реакции. Молекулярность и порядок реакции. Уравнения кинетики реакций нулевого, первого, второго порядков. Период полупревращения.

2. РЕШИТЬ ЗАДАЧИ:

1. Константа скорости реакции: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ равна $5 \cdot 10^{-4}$ л/моль·мин. Начальная концентрация N_2O составляет 0,044 моль/л. Определить скорость данной реакции в начальный момент и тот момент, когда прореагирует 25% N_2O .
2. Константа скорости распада Ra равна $3,79 \cdot 10^{-3} \text{с}^{-1}$. Определить период полупревращения и время, за которое Ra распадается на 90%.
3. Константа скорости реакции второго порядка равна 5,4 л/моль·мин. Как изменятся концентрации реагентов за 10 минут, если их исходные концентрации одинаковы и равны 0,02 моль/л? Каков период полупревращения этой реакции?

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Дать формулировку понятию «скорость химической реакции» для гомогенных и гетерогенных реакций? Каковы единицы измерения скорости гомогенной и гетерогенной реакций?

2. Что понимают под средней и истинной (мгновенной) скоростью реакций?
3. От каких основных факторов зависит скорость реакции?
4. Как и почему зависит скорость гомогенных реакций от концентрации? Сформулировать закон действующих масс и привести его выражение для конкретных гомогенных и гетерогенных реакций.
5. Каков физический смысл константы скорости реакции?
6. Что называется порядком реакции по веществу и общим порядком реакции? Чем отличается порядок от молекулярности?
7. Как рассчитывается константа скорости нулевого, первого и второго порядков? Какова размерность этих констант скоростей?
8. Что означает термин «период полупревращения»? Как связаны период полупревращения и концентрация исходного вещества для необратимых реакций нулевого, первого и второго (в случае равенства концентраций всех исходных веществ) порядков?

ЛИТЕРАТУРА:

- 1) Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия: Учебник – М., Высшая школа, 1990, с. 260 – 267.
- 2) Морозова Э.Я., Бедарик А.Е., Горбатов В.В., Юркевич Б.Д. Физическая и коллоидная химия. Витебск, 2009, с. 158 – 169.
- 3) Лекционный материал.

ЗАНЯТИЕ №19

ТЕМА: Итоговое зачётное занятие

ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ:

1. Систематизировать знания, полученные в течение семестра.
2. Подвести итог работы в течение семестра.

К занятию необходимо:

1. **ПРЕДОСТАВИТЬ** лабораторный журнал с подписанными протоколами УИРС.
2. **ПРЕДОСТАВИТЬ** дневник учёта практических навыков.

Зачёт получают только те студенты, которые не имеют задолженности по лабораторным занятиям и написали итоговую и контрольную работы на положительные оценки.

Учебное издание

Бедарик Александр Евгеньевич

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
для самоподготовки к занятиям
ПО ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ
для студентов 2-го курса фармацевтического факультета
Часть 1

Методические рекомендации

Редактор А.Е. Бедарик
Технический редактор И.А.Борисов

Подписано в печать _____ г. Формат бумаги 64х84 1/16.
Бумага типографская №2. Гарнитура Times New Roman. Усл. печ.л. _____.
Уч.-изд. л. _____. Тираж ____ экз. Заказ № _____.
Издатель и полиграфическое исполнение
УО «Витебский государственный медицинский университет»
ЛП 023330/453 от 30.12.2013
Пр. Фрунзе, 27, 210602, г. Витебск.